

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання самостійної роботи
з навчальної дисципліни

«ХІМІЯ»
Модуль 1

*(для студентів 1–2 курсів денної та заочної форм навчання
напряму підготовки
6.040106 – Екологія, охорона навколишнього середовища
та збалансоване природокористування)*

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2016

Методичні вказівки до виконання самостійної роботи з навчальної дисципліни «Хімія» Модуль 1 (для студентів 1–2 курсів денної та заочної форм навчання напряму підготовки 6.040106 – Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова; уклад. : Т. Д. Панайотова, О. О. Мураєва, І. С. Зайцева. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2016. – 84 с.

Укладачі: канд. хім. наук Т. Д. Панайотова,
канд. хім. наук О. О. Мураєва,
канд. хім. наук І. С. Зайцева

Рецензент С. В. Нестеренко, кандидат технічних наук, доцент Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рекомендовано кафедрою хімії, протокол № від 23.10. 2015 р.

Зміст

Вступ	4
Завдання 1 Основні поняття і закони хімії	4
Завдання 2 Будова атома. Періодичний закон Д. І. Менделєєва.....	16
Завдання 3 Хімічна кінетика і хімічна рівновага.....	26
Завдання 4 Основні поняття термодинаміки.....	32
Завдання 5 Розчини. Способи вираження складу розчинів.....	36
Завдання 6 Розчини електролітів. Водневий показник. Гідроліз солей....	43
Завдання 7 Окисно-відновні реакції.....	52
Завдання 8 Метали. Фізичні й хімічні властивості металів.....	60
Завдання 9 Електродні потенціали. Гальванічні елементи.....	67
Завдання 10 Корозія металів. Захист металів від корозії.....	74
Додатки.....	80
Список джерел.....	84

ВСТУП

Самостійне вивчення дисципліни є однією з основних форм навчання студентів, а виконання контрольних завдань – його обов'язкова, підсумкова складова частина.

Безпосередньому виконанню роботи передуює вивчення теоретичного матеріалу з детальним розглядом прикладів розв'язання типових для кожного розділу завдань. Такі приклади наведені на початку відповідного розділу цих вказівок. Розв'язанню задач передують короткі відомості з теоретичних питань. На цьому етапі і під час виконання завдання можна використовувати навчальні посібники з наведеного в кінці вказівок списку літератури. Не слід переходити до вивчення нових розділів курсу, доки детально не вивчений попередній.

Методичні вказівки включають 11 розділів, що охоплюють практично весь курс дисципліни і три Додатки, необхідні для розв'язання задач.

Загальні вимоги до оформлення роботи:

- *кожен студент виконує індивідуальний варіант завдання, що відповідає номеру, під яким стоїть прізвище студента в журналі академічної групи;*
- *індивідуальне завдання повинно бути акуратно оформлено в окремому зошиті, де вказується тема, номер завдання, **обов'язково** переписується його зміст і наводиться детальне розв'язання з усіма обґрунтуваннями й математичними розрахунками; відповіді мають бути стислими, але чітко обґрунтованими.*

Робота, що виконана за чужим варіантом, не перевіряється.

ЗАВДАННЯ 1

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

За темою «Основні поняття і закони хімії» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- *основні поняття атомно-молекулярної теорії:* атом, молекула, хімічний елемент, атомна маса, молекулярна маса, моль, еквівалент речовини, молярна маса речовини еквівалента;
- *основні закони хімії:* закон збереження маси і енергії; стехіометричні закони – закон сталості складу, закон еквівалентів, закон кратних відношень; закони газового стану – закони Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля, Авогадро, закон парціальних тисків, об'ємних відношень. Рівняння стану ідеального газу (рівняння Клапейрона-Менделєєва).

Теоретична частина

Основи атомно-молекулярного вчення вперше були викладені М. В. Ломоносовим (1741 р.) у праці «Елементи математичної хімії». В основі цього вчення лежить принцип дискретності речовини: будь-яка речовина складається з окремих, дуже малих частинок. Відмінність між речовинами зумовлена відмінністю між їхніми частинками: частинки однієї речовини однакові, частинки різних речовин – різні.

Частинки речовини перебувають у безперервному русі за будь-яких умов. Для більшості речовин такими частинками є молекули.

Молекула – це реально існуючі частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини. Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента, а молекули складних речовин – з атомів різних елементів.

Атом – це найменша, хімічно неподільна, електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

До складу молекул може входити різне число атомів. Наприклад, молекули газів (крім інертних) головним чином складаються з двох атомів, а молекули білків – з сотень тисяч атомів.

Розміри атомів визначаються величинами порядку десятих часток нанометра (10^{-10} м). Абсолютні маси атомів і молекул дуже малі: маса атома найлегшого елемента (Гідрогену) становить $1,67 \cdot 10^{-24}$ г, а маса атома одного з найважчих елементів – Плюмбуму – $3,4 \cdot 10^{-22}$ г. Зрозуміло, що такими величинами оперувати незручно, тому у розрахунках використовують не абсолютні значення мас атомів, а відносні.

Відносна атомна маса елемента ($A_r(X)$) дорівнює відношенню маси атома елемента до $1/12$ маси атома Карбону – 12. Маса атома ^{12}C дорівнює $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Одна дванадцята маси атома Карбону – 12, дорівнює: $\frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг, і прийнята за одну атомну одиницю маси (а.о.м.).

Відносна атомна маса елемента – це маса його атома, виражена в атомних одиницях маси: $A_r(X) = \frac{m(X)}{1/12 m(\text{C})}$,

де $m(X)$ – маса атома елемента X,

$m(\text{C})$ – маса атома Карбону.

Наприклад, відносна атомна маса Гідрогену $A_r(\text{H}) = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1$ а.о.м.

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) – це маса його молекули, виражена в атомних одиницях маси: $M_r(\text{XY}) = \frac{m(\text{XY})}{1/12 m(\text{C})} = A_r(X) + A_r(Y)$;

$$M_r(\text{X}_a\text{Y}_b) = \frac{m(\text{X}_a\text{Y}_b)}{1/12 m(\text{C})} = aA_r(X) + bA_r(Y),$$

де $M_r(\text{XY})$ – відносна молекулярна маса речовини XY;

$A_r(X)$, $A_r(Y)$ – відносні атомні маси елементів X і Y.

Наприклад, $Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2Ar(\text{H}) + Ar(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$.

Кількість молекул у макроскопічних тілах надзвичайно велика, тому прийнято зазначати не абсолютну кількість атомів і молекул, а відносну. Кількість молекул або атомів у певній речовині прийнято порівнювати з кількістю атомів, що містяться у 0,012 кг Карбону. Відносну кількість атомів і молекул у речовині характеризують фізичною величиною, яку називають **кількістю речовини (n)**. Кількість речовини виражається в молях.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, йонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 0,012 кг нукліда Карбону ^{12}C .

Кількість структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають **числом Авогадро (N_A)**. Число Авогадро становить $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Тоді кількість речовини можна розрахувати так:

$$n = N / N_A.$$

Крім відносної молекулярної маси Mr , у хімії широко застосовують поняття «молярна маса».

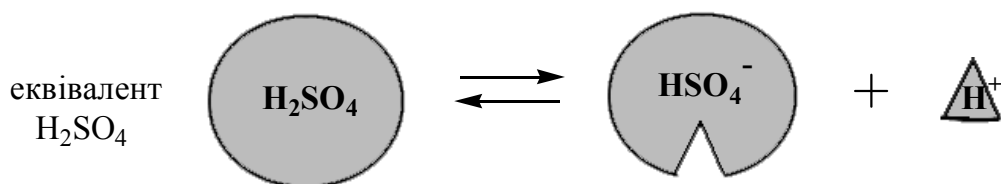
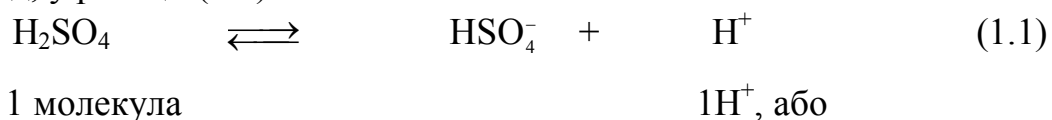
Молярною масою (M) називають масу речовини, взятої у кількості один моль, її виражають в грамах на моль (г/моль):

$$M = m/n.$$

Треба зауважити, що кількісно молекулярна і молярна маса однакові, але відносна молекулярна маса – безрозмірна величина, а молярна маса має розмірність грам на моль (г/моль).

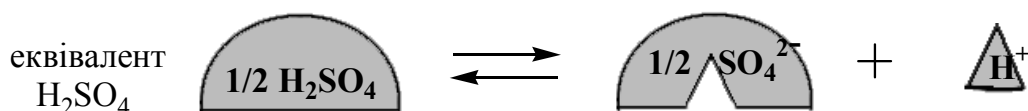
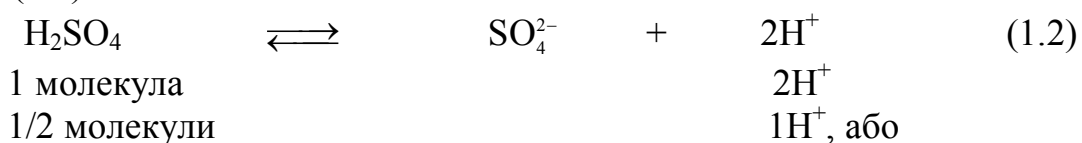
Еквівалент речовини – це реальна або умовна частинка цієї речовини, яка в кислотно-основній реакції звільняє один Гідроген - іон або сполучається з ним, а в окисно-відновній реакції приєднує або звільняє один електрон.

Наприклад, у реакції (1.1)



Еквівалент сульфатної кислоти дорівнює 1.

А для реакції (1.2)



Еквівалент сульфатної кислоти дорівнює $1/2$.

Тобто, еквівалент речовини не є сталим і залежить від реакції, у якій ця речовина бере участь.

Число, яке показує, яка частка реальної частинки речовини X еквівалентна одному Гідроген-іону в певній кислотно-основній реакції, називається **фактором еквівалентності речовини X** . Фактор еквівалентності – це величина безрозмірна. У загальному вигляді фактор еквівалентності речовини X позначається символом $f_{\text{екв}}(X)$.

Величина $f_{\text{екв}}(X)X$ називається **еквівалентом речовини X** , або еквівалентною формою речовини X і є загальною формою позначення всіх частинок, які реагують у кислотно-основних або окисно-відновних реакціях. Еквівалент – безрозмірна величина.

Очевидно, що фактор еквівалентності речовини в реакціях може бути рівним або меншим одиниці. Якщо фактор еквівалентності дорівнює 1, то еквівалент ідентичний реагуючій частинці.

Величину фактора еквівалентності кислот, основ, солей в обмінних реакціях у загальному вигляді можна розрахувати за формулою:

$$f_{\text{екв}}(X) = \frac{1}{z}, \quad (1.3)$$

де для **кислот** z – кількість атомів Гідрогену, які можуть бути заміщені в молекулі кислоти на атоми металу (основність кислоти);

для **основ** z – це кількість гідроксидних груп, які можуть бути заміщені на кислотний залишок (кислотність основи);

для **солей** z дорівнює $q \cdot n$, де q – заряд катіона металу, n – кількість катіонів у формулі солі.

Для визначення факторів еквівалентності окисників і відновників в **окисно-відновних реакціях** обов'язково потрібно використовувати схему електронного балансу. Число z для речовини в цьому випадку дорівнює числу прийнятих або відданих електронів молекулою речовини, атомом або йоном.

Молярна маса речовини еквівалента — це маса одного моль речовини еквівалента $f_{\text{екв}}(X)X$, що дорівнює добутку фактора еквівалентності $f_{\text{екв}}(X)$ на молярну масу речовини X . Молярна маса речовини еквівалента має форму запису $M(f_{\text{екв}}(X)X)$ і обчислюється за формулою:

$$M(f_{\text{екв}}(X)X) = f_{\text{екв}}(X) \cdot M(X)$$

Наприклад, молярна маса речовини еквівалента сульфатної кислоти для реакції (1.2) має таке позначення й величину:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}.$$

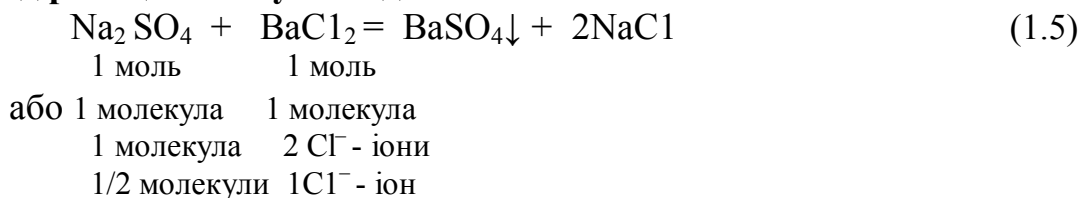
Кількість речовини еквівалента $n(f_{\text{екв}}(X)X)$ — це відношення маси речовини до молярної маси його еквівалента:

$$n(f_{\text{екв}}(X)X) = \frac{m(X)}{M(f_{\text{екв}}(X)X)}. \quad (1.4)$$

Одиницею кількості речовини еквівалента є моль.

Наприклад, кількість речовини еквівалента сульфатної кислоти в реакції (1.2): $n(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{H}_2\text{SO}_4) = n(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль}$, тобто 1 моль речовини умовно складається з еквівалентів $1/2\text{H}_2\text{SO}_4$.

Приклад реакції обміну – осадження



У цій реакції одному хлорид-іону еквівалентна $1/2$ молекули речовини натрій сульфату. Один хлорид-іон еквівалентний одному Гідроген-іону. Таким чином, $1/2$ молекули Na_2SO_4 еквівалентна одному Гідроген-іону. Це приклад, коли умовна частинка певної речовини в певній реакції якимось іншим чином еквівалента одному Гідроген-іону. Тоді $f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2$,

еквівалент Na_2SO_4 має форму запису: $f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \text{Na}_2\text{SO}_4 = 1/2 \text{Na}_2\text{SO}_4$;

молярна маса еквівалента має таку форму запису:

$$M(1/2\text{Na}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4),$$

$$M(1/2\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 142 = 71 \text{ г/моль}.$$

Закони стехіометрії

Стехіометричні закони хімії належать до основних законів, так як на них базуються кількісні розрахунки мас і об'ємів речовин, що беруть участь у хімічних реакціях. До них належать:

Закон сталості складу (Ж. Пруст, 1797): *кожна чиста речовина молекулярної будови має сталий склад, який не залежить від способу її добування*. Закон поширюється тільки на речовини молекулярної будови (дальтоніди). Речовини немоллекулярної будови (бертоліди), що мають атомну, йонну або металеву решітку, одержані за різних умов, можуть мати сталий і змінний склад.

Закон збереження мас речовин (М. В. Ломоносов, А. Л. Лавуазьє): *загальна маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються внаслідок реакції*.

Закон кратних відношень (Дж. Дальтон, 1808 р.): *якщо два елементи, що реагують між собою, утворюють декілька сполук, то різні масові кількості одного елемента, що сполучаються з однією і тією ж масовою кількістю другого, відносяться між собою, як невеликі цілі числа*. Цей закон стосується лише дальтонідів і його зручно проілюструвати на оксидах Нітрогену N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 . Масова кількість кисню, з'єднаного з однаковою масовою кількістю Нітрогену в оксидах, знаходяться в співвідношенні 1:2:3:4:5.

Закон еквівалентів (Ріхтер, 1793 р.): *хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини реагують і утворюються в еквівалентних кількостях*.

При розв'язуванні задач зручніше користуватись іншим формулюванням закону еквівалентів: *маси (об'єми) речовин, що реагують одна з одною, пропорційні молярним масам (об'ємам) їхніх еквівалентів:*

Наприклад, при взаємодії речовин А і В можна записати:

$$n(f_{\text{екв}}(A)) = n(f_{\text{екв}}(B)).$$

Тоді очевидно, що

$$\frac{m(A)}{M(f_{\text{екв}}(A)A)} = \frac{m(B)}{M(f_{\text{екв}}(B)B)}$$

або

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(f_{\text{екв}}(A)A)}{M(f_{\text{екв}}(B)B)}. \quad (1.6)$$

Подібно до поняття молярного об'єму (22,4 л/моль) існує поняття еквівалентного об'єму $V(f_{\text{екв}}(X)X)$.

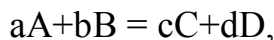
Еквівалентним об'ємом називають об'єм, який займає в цих умовах 1 еквівалент досліджуваної речовини. Наприклад, за н.у. еквівалентний об'єм водню розраховують як $V(1/2H_2) = V_M(H_2) \cdot f_{\text{екв}}(H_2) = 22,4 \cdot 1/2 = 11,2$ л/моль, а еквівалентний об'єм кисню дорівнює $V(1/4O_2) = 22,4 \cdot 1/4 = 5,6$ л/моль.

Якщо одна з речовин, наприклад, В знаходиться в газоподібному стані, то закон еквівалентів приймає вигляд:

$$\frac{m(A)}{V(B)} = \frac{M(f_{\text{екв}}(A)A)}{V(f_{\text{екв}}(B)B)}. \quad (1.7)$$

Закони газового стану

Закон об'ємних співвідношень (Ж. Л. Гей-Люссак, 1809): *за однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою і до газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа. Якщо рівняння реакції між газами зобразити схемою*



то закон об'ємних співвідношень записується таким чином:

$$V(A) : V(B) : V(C) : V(D) = a : b : c : d,$$

де a, b, c, d – стехіометричні коефіцієнти.

Закон Авогадро (1811 р.): *у рівних об'ємах різних газів за однакових умов (тиску і температури) міститься однакове число молекул.*

Наслідки закону Авогадро:

1. За нормальних умов (н.у.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

Нормальні умови (н.у.): $P_0 = 101325 \text{ Па}$ та $T_0 = 273,15 \text{ К}$ (0°C).

Таким чином, $V_M = 22,4$ л/моль – молярним об'ємом газу за нормальних умов.

2. Співвідношення густин (ρ_1 і ρ_2) за однакових умов дорівнює співвідношенню їх відносних молекулярних або молярних мас:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Дійсно, відомо, що густину речовини можна обчислити за формулою:

$$\rho = m/V.$$

Якщо проводити обчислення для речовини кількістю 1 моль, то маса такої кількості буде дорівнювати молярній масі речовини, а її об'єм — молярному об'єму. У цьому разі формула для густини перетвориться на таку:

$$\rho = M/V_M.$$

Оскільки, згідно з законом Авогадро, молярні об'єми газів при однакових умовах рівні, то для відношення густин двох газів одержуємо:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{M_1}{V_M}}{\frac{M_2}{V_M}} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Отже,

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2} = D. \quad (1.8)$$

Відношення ρ_1/ρ_2 позначається літерою D і називається відносною густиною першого газу за другим, узятим як стандартний зразок, яким зазвичай є водень, кисень, або повітря:

$$D = \frac{M_1}{M_2}.$$

Рівняння стану ідеального газу. Ідеальним називають газ, для якого можна знехтувати розмірами молекул та силами молекулярної взаємодії. Молекули в такому газі співударяються за законом співударяння пружних куль. Газ може бути в різних станах, тобто деяка маса газу має об'єм V , тиск P і температуру T . Величини V , P , T , що характеризують стан газу, називаються термодинамічними параметрами.

Рівняння стану ідеального газу визначає зв'язок між параметрами системи P , V і T для постійної маси ідеального газу: *добуток тиску даної маси газу на об'єм, поділений на абсолютну температуру, є величиною сталою*:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{або} \quad \frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}, \quad (1.9)$$

де P_1 , V_1 , T_1 – тиск, об'єм і температура в стані 1;

P_2 , V_2 , T_2 – тиск, об'єм і температура в стані 2;

P_0 , V_0 , T_0 – тиск, об'єм і температура за нормальних умов.

За нормальних умов ($T_0 = 273,15 \text{ K}$, $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$) один моль будь-якого газу має об'єм $V_0 = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Підставивши ці дані в рівняння (1.9) отримуємо значення константи R , яка є однаковою для 1 моль будь-якого газу. R – універсальна газова стала:

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3}}{273} = 8,31 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)}.$$

Отже для одного моля газу рівняння (1.9) можна записати як $PV = RT$.

Це рівняння називається *рівнянням Клапейрона – Менделєєва*.

Для кількості речовини n :

$$PV = nRT, \quad (1.10)$$

а з урахуванням того, що $n = \frac{m}{M}$ остаточний вираз *рівняння Менделєєва – Клапейрона* набуває вигляду:

$$PV = \frac{m}{M} RT. \quad (1.11)$$

Рівняння стану ідеального газу поєднує в собі три окремі випадки (три газові закони, що описують три ізопроееси). Процеси, що відбуваються при сталому значенні одного з параметрів стану (T , V або P) з певною сталою масою газу, називаються *ізопроеесами*.

Закон Бойля-Маріотта: за сталої температури ($T = \text{const}$) об'єм даної маси газу обернено пропорційний до тиску:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1} \text{ або } PV = \text{const}. \quad (1.12)$$

Індекси 1 і 2 відповідають двом різним умовам. Процес, що відбувається при постійній температурі, називається *ізотермічним*.

Закон Гей-Люссака: за сталого тиску ($P = \text{const}$) об'єм газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \text{ або } \frac{V}{T} = \text{const}. \quad (1.13)$$

Процес, що відбувається при постійному тиску, називається *ізобарним (ізобаричним) процесом*.

Закон Шарля: за сталого об'єму ($V = \text{const}$) тиск газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2} \text{ або } \frac{P}{T} = \text{const}. \quad (1.14)$$

Процес, що відбувається при постійному об'ємі, називається *ізохорним (ізохоричним) процесом*.

Закон парціального тиску Дальтона. В газових сумішах при невеликих тисках кожен газ веде себе незалежно від інших. Для них велике значення має поняття парціальних тисків. *Парціальний тиск* – це тиск який чинив би газ, якби займав весь об'єм суміші при тій самій температурі без інших газів.

Основний закон газових сумішей – **закон Дальтона:** загальний тиск газової суміші, яка складається із газів, які хімічно не взаємодіють один з одним, дорівнює сумі парціальних тисків всіх газів, що входять в неї:

$$P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n \quad (1.15)$$

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Скільки молекул O_2 міститься в 48 г кисню ?

Дано:	Розв'язання
$m(O_2) = 48 \text{ г}$	1) Розрахуємо кількість молей кисню:
$N(O_2) - ?$	$n(O_2) = m / M = 48 \text{ г} : 32 \text{ г/моль} = 1,5 \text{ моль}$
	$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$
	2) Розрахуємо кількість молекул кисню:
	$N(O_2) = n \cdot N_A = 1,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \cdot \text{моль}^{-1} = 9 \cdot 10^{23}$
	Відповідь: $N(O_2) = 9 \cdot 10^{23}$ молекул кисню.

Приклад 2. Яку масу має 70 л азоту за н.у.?

Дано:	Розв'язання
$V(N_2) = 70 \text{ л}$	1) Розрахуємо кількість молей азоту:
$m(N_2) - ?$	$n(N_2) = V / V_m$,
	де $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ – молярний об'єм.
	$n(N_2) = V / V_m = 70 / 22,4 = 3,125 \text{ (моль)}$.
	2) Розрахуємо масу азоту:
	$m(N_2) = n \cdot M = 3,125 \cdot 28 = 3,125 \cdot 28 = 87,5 \text{ г}$.
	Відповідь: $m(N_2) = 87,5 \text{ г}$.

Приклад 3. Яка кількість речовини міститься в газі, якщо при температурі 240 К і під тиском 200 кПа його об'єм дорівнює 40 л?

Дано:	Розв'язання
$T = 240 \text{ К}$	Визначимо кількість речовини n , що міститься в газі,
$P = 2 \cdot 10^5 \text{ Па}$	використовуючи рівняння Менделєєва-Клапейрона (1.10)
$V = 40 \text{ л} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$	$n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \cdot 10^5 \cdot 4 \cdot 10^{-2}}{8,31 \cdot 240} = 4 \text{ моль}.$
$n - ?$	Відповідь: $n = 4 \text{ моль}$.

Приклад 4. Обчисліть масу заліза, що міститься в Феруму(III) оксиді Fe_2O_3 масою 320 кг.

Дано:	Розв'язання
$M(Fe_2O_3) = 320 \text{ кг}$	1. Визначимо кількість речовини $n(Fe_2O_3)$
$M(Fe) - ?$	$n(Fe_2O_3) = \frac{m(Fe_2O_3)}{M(Fe_2O_3)}$
	$M(Fe_2O_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ кг/моль}$.
	$n(Fe_2O_3) = \frac{320}{0,16} = 2 \cdot 10^3 \text{ моль}.$
	2. Визначимо $n(Fe)$, що міститься в $2 \cdot 10^3 \text{ моль } Fe_2O_3$:
	1 моль Fe_2O_3 містить 2 моль Fe
	$2 \cdot 10^3 \text{ моль } Fe_2O_3 - x$;
	$x = 4 \cdot 10^3 \text{ моль}$
	$n(Fe) = 4 \cdot 10^3 \text{ моль}$.
	3. Визначимо масу заліза $m(Fe)$, що відповідає $4 \cdot 10^3 \text{ моль}$
	Fe : $m(Fe) = M(Fe) \cdot n(Fe)$; $M(Fe) = 0,056 \text{ кг/моль}$;
	$m(Fe) = 0,056 \text{ кг/моль} \cdot 4 \cdot 10^3 \text{ моль} = 224 \text{ кг}$.
	Відповідь: $m(Fe) = 224 \text{ кг}$.

Приклад 5. При відновленні воднем 10,17 г оксиду двовалентного металу утворилося 2,25 г води, молярна маса еквівалента якої 9,00 г/моль. Обчисліть молярні маси еквівалентів оксиду і металу й атомну масу металу. Чому дорівнює об'єм (н.у.) водню, що прореагував у реакції?

Дано:

$$m(\text{MeO}) = 10,17 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2,25 \text{ г}$$

$$M(1/2\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г/моль}$$

$$M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) - ?$$

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) - ?$$

$$A(\text{r})\text{Me} - ?$$

$$V(\text{H}_2) - ?$$

Розв'язання

За законом еквівалентів речовини взаємодіють і утворюються в кількостях, що дорівнюють кількостям їх речовин еквівалентів.

1. Розрахуємо молярну масу еквівалента оксиду. Для цього скористуємося рівнянням (1.6), згідно з яким маси речовин, що реагують між собою, пропорційні їх молярним масам еквівалента:

$$\frac{m(\text{MeO})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO})}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})\text{H}_2\text{O})},$$

$$M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) = \frac{m(\text{MeO}) \cdot M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})\text{H}_2\text{O})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10,17 \cdot 9}{2,25} = 40,7 \text{ г/моль}.$$

2. Для визначення молярної маси еквівалента металу використаємо таке співвідношення:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) + M(f_{\text{екв}}(\text{O})\text{O}),$$

де Me – метал; O – Оксиген.

Розрахуємо молярну масу еквівалента Оксигену:

$$M(f_{\text{екв}}(\text{O})\text{O}) = f_{\text{екв}}(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 1/2 \cdot 16 = 8 \text{ г/моль}.$$

Тоді, $M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) = M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO}) - M(f_{\text{екв}}(\text{O})\text{O}) = 40,7 - 8 = 32,7 \text{ г/моль}.$

$$M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) = M(\text{Me}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{Me}),$$

Оскільки метал двовалентний, $f_{\text{екв}}(\text{Me}) = 1/2$.

Молярна маса металу становить:

$$M(\text{Me}) = M(f_{\text{екв}}(\text{Me})\text{Me}) / f_{\text{екв}}(\text{Me}) = 32,7 : 1/2 = 65,4 \text{ г/моль}$$

Молярна маса атомів металу кількісно співпадає з відносною атомною масою і дорівнює 65,4 а.о.м. – цей метал Zn.

3. Розрахуємо об'єм водню, що вступив у реакцію.

Молярним об'ємом еквівалента називається об'єм, який займає за певних умов 1 моль еквівалента речовини. Наприклад, за нормальних умов молярний об'єм еквівалента водню дорівнює $V(1/2\text{H}_2) = V(\text{H}_2) \cdot f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2 \text{ л}.$

Запишемо закон еквівалентів в об'ємному виразі:

$$\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})\text{H}_2\text{O})} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V(1/2\text{H}_2)}$$

Отже, об'єм водню, який вступив у реакцію:

$$V_{\text{H}_2} = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(1/2\text{H}_2)}{M(f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})\text{H}_2\text{O})} = \frac{2,25 \cdot 11,2}{9} = 2,8 \text{ л}.$$

Відповідь: $M(1/2\text{Me})=32,7$ г/моль; $M(f_{\text{екв}}(\text{MeO})\text{MeO})=40,7$ г/моль;
 $Ar(\text{Me})=65,4$ а.о.м.; $V_{\text{H}_2}=2,8$ л.

Виконати завдання

Завдання 1.1

- при розкладанні якої маси (г) бертолетової солі ($2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$) утвориться:

Номер варіанта	Речовина	Кількість	Номер варіанта	Речовина	Кількість
1	O_2	$240 \text{ дм}^3(\text{н.у.})$	3	KCl	25 г
2	KCl	10^{-3} моль	4	O_2	10^{21} молекул

- розрахувати масу (г) наступних речовин:

Номер варіанта	Речовина	Кількість	Номер варіанта	Речовина	Кількість
5	CO	$2 \cdot 10^8$ атомів	10	H_2SO_4	$1,5 \cdot 10^{20}$ молекул
6	O_2	10^{10} молекул	11	HBr	$20 \text{ см}^3(\text{н.у.})$
7	H_2	$28 \text{ дм}^3(\text{н.у.})$	12	Cl_2	10^{21} молекул
8	HCl	10^{20} молекул	13	NH_3	$10 \text{ дм}^3(\text{н.у.})$
9	CO_2	$40 \text{ см}^3(\text{н.у.})$	14	H_2S	1,2 л (н.у.)

- розрахувати кількість атомів Сульфуру, що міститься в наведених речовинах:

Номер варіанта	Речовина	Кількість	Номер варіанта	Речовина	Кількість
15	H_2S	$20 \text{ см}^3(\text{н.у.})$	21	Na_2SO_4	28,4 г
16	H_2S	10 г	22	MgSO_4	2,4 г
17	Na_2SO_3	0,5 моль	23	SO_2	$2 \text{ дм}^3(\text{н.у.})$
18	Na_2SO_3	37,8 г	24	SO_3	$100 \text{ см}^3(\text{н.у.})$
19	H_2SO_4	10 г	25	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	34,2 г
20	S	10 мг			

Завдання 1.2

– при взаємодії металу з кислотою виділяється водень. За наведеними даними обчислити відсутні величини:

Номер варіанта	Маса металу $m(\text{Me})$, г	Молярна маса еквівалента металу $M(\frac{1}{z} \text{Me})$, г/ моль	Маса H_2 $m(\text{H}_2)$, г	Об'єм H_2 $V(\text{н.у.})$
1	0,376	8,99	–	–
2	–	2,8	0,1	–
3	16,8	–	0,3	–
4	–	27,9	–	700 см^3
5	12	20	–	–
6	2,28	–	–	1,12 дм^3
7	3,04	–	0,252	–
8	–	12	–	0,224 дм^3
9	0,030	–	–	32 см^3
10	3,0	–	–	5,6 дм^3
11	–	16,2	–	0,83 дм^3
12	–	12	–	2,5 дм^3

– оксиди металу відновлюються воднем. За наведеними даними обчисліть молярну масу еквівалента металу, оксиду металу та відсутні величини:

Номер варіанта	Маса оксиду m , г	Молярна маса еквівалента оксиду $M_{\text{екв}}$, г/ моль	Молярна маса еквівалента металу $M_{\text{екв}}$, г/моль	Маса H_2 m , г	Об'єм H_2 $V(\text{н.у.})$
13	18	–	–	0,4	–
14	–	–	59	5	–
15	14,4	–	–	0,2	–
16	36	–	–	–	1,12 дм^3
17	16	–	–	0,6	–
18	–	28	–	–	500 см^3
19	1,8	–	–	–	833 см^3
20	–	–	20	25	–
21	–	20	–	–	10 м^3
22	–	–	32	–	6 дм^3
23	–	40	–	12	–
24	12	–	17	–	7,9 дм^3
25	–	36	–	–	5 дм^3

ЗАВДАННЯ 2

БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

За темою «Будова атома. Періодичний закон Д. І. Менделєєва» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- загальні уявлення про будову атомів – склад атома і атомного ядра, характеристика поведінки електронів в атомах;
- квантові числа – назви, позначення, фізичний зміст, значення, взаємозв'язок;
- закономірності формування електронних оболонок багатоелектронних атомів – принцип Паулі, правило Хунда, принцип найменшої енергії (правила Клечковського);
- електронні і електронографічні формули атомів;
- періодичний закон і структура періодичної системи, ознака поділу елементів на *s*-, *p*-, *d*- і *f*-елементи;
- закономірності зміни характеристик атомів в періодах та групах – радіусів, енергії іонізації, спорідненості до електрону та властивостей елементів і простих речовин – металеві та неметалеві, окислювально-відновні властивості.

Теоретична частина

Атом складається із протонів, нейтронів і електронів. У центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, що складається з протонів і нейтронів. Спільна назва протонів і нейтронів – нуклони. Ядро оточене електронною хмарою, яка займає більшу частину об'єму.

Протон – це позитивно заряджена частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси (а.о.м.), а заряд умовно дорівнює +1.

Нейтрон – це електронейтральна частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси.

Електрон – це негативно заряджена частинка, маса якої дорівнює 0,00054 а.о.м., а заряд умовно дорівнює -1.

Ядро має позитивний заряд, який дорівнює кількості протонів. Кількість протонів у ядрі атома визначається порядковим номером елемента в періодичній системі. Атом – це електронейтральна частинка. Тому кількість протонів в атомі завжди дорівнює кількості електронів. Отже, *порядковий номер елемента вказує на заряд ядра (тобто, на кількість протонів) і на число електронів в атомі.*

Маса атома *A* (інакше масове число) дорівнює сумі мас усіх частинок, які входять до складу атома. Враховуючи, що маса електронів порівняно з масою протонів і нейтронів незрівнянно мала, можна вважати, що маса атома визначається масою його протонів і нейтронів. Таким чином:

$$A = Z + N,$$

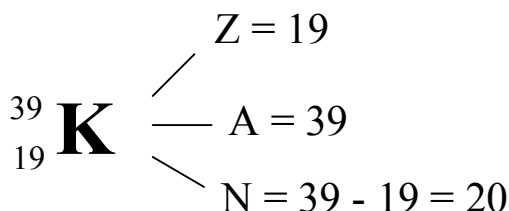
де *A* – масове число;

Z – число протонів (порядковий номер елемента);

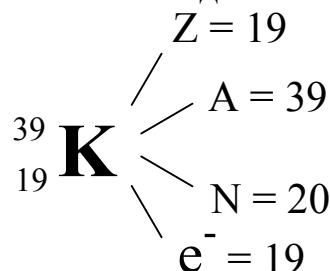
N – число нейтронів.

Наприклад, Калій К:
 порядковий номер – 19; кількість протонів – 19; заряд ядра – +19; кількість електронів – 19.

Склад ядра:

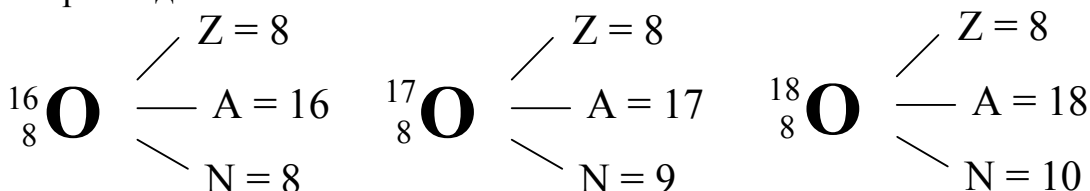


Склад атома:



Відомо, що кількість протонів характеризує заряд ядра і належність атому до даного хімічного елемента. Якщо атоми одного й того ж елемента мають однаковий заряд ядра (однакову кількість протонів), але різну масу (різне масове число), їх називають **ізотопами** одного й того ж елемента.

Наприклад:



Атомна маса елемента в періодичній системі дорівнює середньому арифметичному значенню мас всіх його ізоотопів з урахуванням їх поширеності в природі.

Так, природний Хлор – це суміш 77,35 % ізоотопу ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ й 22,65 % ізоотопу ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Тому $Ar(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,65}{100} = 35,453$.

Хімічні властивості всіх ізоотопів одного елемента однакові. Отже, хімічні властивості елементів залежать від заряду ядра атома, а не від його атомної маси. Заряд ядра атома – головна характеристика елемента.

Хімічний елемент – це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Тому **періодичний закон Менделєєва** формулюють таким чином: *властивості елементів, а також утворених ними простих і складних сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.*

Будова електронної оболонки атома. Квантові числа

Електронна оболонка – це сукупність електронів в атомі.

Стан електронів в атомі можна уявити у вигляді електронної хмари з певною густиною електричного заряду в різних точках навколо ядра. Прийнято вважати, що електрон займає орбіталь (а не орбіту). Електронні хмари різних електронів знаходяться на різних відстанях від ядра й мають різну форму.

Атомна орбіталь (АО) – геометричне уявлення про рух електрона в атомі. Така особлива назва (не орбіта, а орбіталь) свідчить про те, що рух

електрона в атомі відрізняється від класичного руху по орбіті й описується законами квантової механіки.

Атомна орбіталь – це простір навколо ядра атома, в якому ймовірність знаходження електрона найбільш висока (90–95 %).

Електронну структуру і властивості електронів атома визначають квантові числа.

1. Головне квантове число n визначає енергію електрона в атомі й може набувати значень від 1 до ∞ (тільки цілі, позитивні числа). Чим менше n , тим більше енергія взаємодії електрона з ядром (тим ближче до ядра знаходиться електрон). Електрони з однаковим значенням n утворюють енергетичний рівень. Кількість рівнів, на яких перебувають електрони, збігається з номером періоду, у якому знаходиться елемент у періодичній системі. Номера цих рівнів позначають цифрами 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (рідше – літерами K, L, M, N, O, P, Q).

2. Орбітальне (побічне,) квантове число l визначає форму орбіталі. Воно може набувати значень тільки цілих чисел від 0 до $(n - 1)$, де n – головне квантове число. $l = 0, 1, 2, 3 \dots (n - 1)$.

Крім числових, орбітальне квантове число l має і літерні позначення:

Числове позначення орбітального квантового числа (l)	0	1	2	3	4
Літерне позначення	s	p	d	f	g

Електрони з однаковим значенням l утворюють підрівень. Підрівні позначаються літерами s, p, d, f, \dots . Кількість енергетичних підрівнів дорівнює номеру даного енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа. Так, на першому енергетичному рівні ($n = 1$) є один підрівень (s), на другому енергетичному рівні ($n = 2$) можливі тільки два підрівня (s і p), для яких $l = 0$ (s -підрівень), $l = 1$ (p -підрівень), на третьому ($n = 3$) – три підрівня (s, p і d) і т.д. Кількість енергетичних підрівнів дорівнює номеру даного енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа n .

Підрівні відрізняються один від одного енергією зв'язку електрона з ядром.

Орбіталі одного підрівня ($l = \text{const}$) мають однакову енергію й форму.

s -орбіталь має сферичну форму, p -орбіталь має форму гантелі (вісімки), d -і f -орбіталі мають більш складні форми.

Позначення орбіталі включає номер енергетичного рівня й літеру, що відповідає даному підрівню: $1s, 3d$ – орбіталь.

Таким чином, енергія електрона в атомі залежить не тільки від значення головного квантового числа n , але й від значення орбітального числа l . А це означає, що **енергія електрона в атомі визначається** сумою значень головного і орбітального квантових чисел $n + l$.

3. Магнітне квантове число m_l характеризує орієнтацію атомної орбіталі в магнітному полі й може у межах певного підрівня приймати значення цілих чисел від $-l$ до $+l$, у тому числі значення нуль. Тобто m_l для даного значення l буде мати $(2l + 1)$ значень. Так, при $l = 0$ (це s -орбіталь)

можливе тільки $m_\ell = 0$. Це означає, що s -орбіталь має однакову орієнтацію відносно трьох осей координат (рис. 1, а). При $l = 1$ (p -орбіталь) m_ℓ може набувати трьох значень: $-1, 0, +1$.

Це означає, що можуть існувати три p -орбіталі (p_x, p_y, p_z) з орієнтацією за координатними осями x, y, z (рис. 1, б). При $l = 2$ (d -орбіталь) m_ℓ може набувати п'ять значень: $-2, -1, 0, +1, +2$. Це означає, що може існувати п'ять d -орбіталей і так далі.

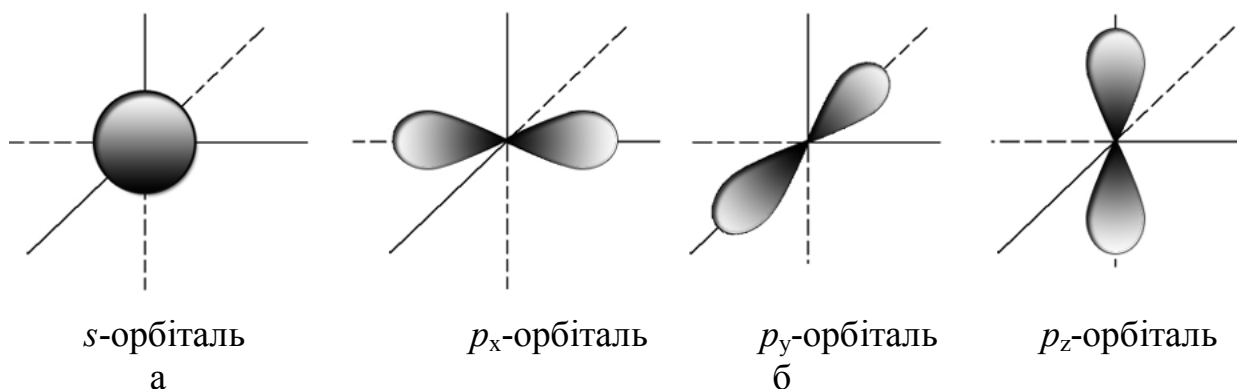
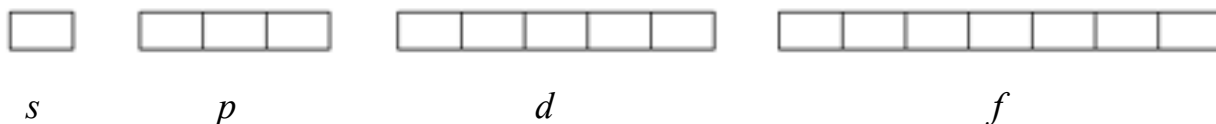


Рисунок 1 – Зображення атомних орбіталей: а – s -орбіталь; б – p -орбіталь

Магнітне квантове число визначає кількість значень орбіталей на підрівні, що дорівнює кількості значень m_ℓ .

Орбітальне квантове число (l)	Магнітне квантове число (m_ℓ)	Число орбіталей з даним значенням ($2l + 1$)
0 (s)	0	1
1 (p)	$-1, 0, +1$	3
2 (d)	$-2, -1, 0, +1, +2$	5
3 (f)	$-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7

Орбіталі зображують у вигляді енергетичних комірок, кількість яких на даному підрівні визначається кількістю значень магнітного квантового числа $m_l = 2l + 1$.



4. Спінове квантове число m_s , може набувати тільки двох значень $+1/2$ і $-1/2$. Вони відповідають двом можливим і протилежним один одному напрямкам власного магнітного моменту електрона, що називають спіном (від англ. spin – веретено). Для позначення електронів з різними спінами використовують символи: \uparrow і \downarrow .

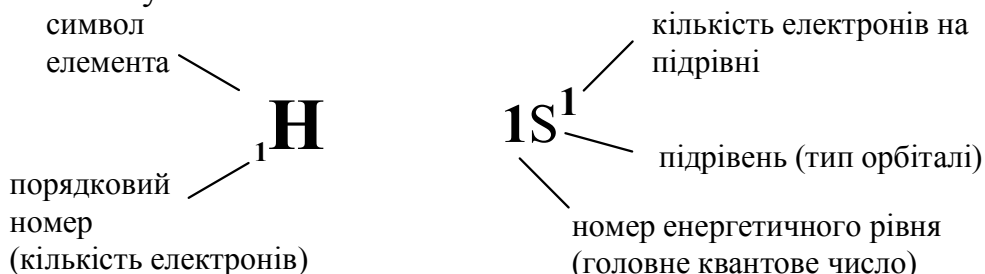
Отже, стан електрона в атомі визначається значеннями всіх чотирьох квантових чисел, які характеризують енергію електрона, його спін, форму електронної хмари та її орієнтацію у просторі.

Електронні й електронографічні формули

Будову електронних оболонок атомів записують за допомогою електронних формул.

Електронна формула – це форма запису електронної будови атома елемента з розподілом електронів за рівнями і підрівнями.

Запишемо електронну будову атома Гідрогену, при цьому скористаємося такою формою запису:



Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів визначається обов'язковими правилами:

1. **Принцип Паулі:** в атомі не може існувати двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел. Наслідком цього правила є те, що на одній орбіталі не може перебувати понад два електрони з протилежно спрямованими спінами:



– неспарений електрон;



– спарені електрони (з антипаралельними або протилежно спрямованими спінами).

Використовуючи принцип Паулі, можна розрахувати максимальну кількість електронів на енергетичному рівні й підрівні.

Підрівень	Число орбіталей	Максимальна кількість електронів
<i>s</i>	1	2
<i>p</i>	3	6
<i>d</i>	5	10
<i>f</i>	7	14

Максимальна кількість електронів N на енергетичному рівні обчислюється за формулою:

$$N = 2n^2,$$

де n – головне квантове число.

2) **Правило Хунда:** сумарне спінове число електронів даного підрівня повинно бути максимальним.

Наприклад: на $2p$ -підрівні потрібно розмістити три електрона ($2p^3$). Можливі два варіанти розміщення:



– сумарний спін дорівнює $3/2$, відповідає правилу Хунда;



– сумарний спін дорівнює $1/2$, не відповідає правилу Хунда.

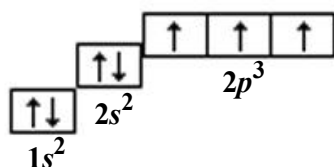
Стабільному стану електрона в атомі відповідає мінімальне значення його енергії. Будь-який інший його стан є збудженим, нестабільним, з якого електрон самодовільно переходить у стан з більш низьким рівнем енергії. Тому *послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів визначається правилом найменшого запасу енергії*. За принципом мінімуму енергії першими (у основному стані атома) заповнюються електронами орбіталі з найменшим запасом енергії. Це положення уточнюється правилом Клечковського.

3. Правила Клечковського: заповнення електронних підрівнів зі збільшенням порядкового номера атома елемента відбувається від меншого значення суми $(n + l)$ до більшого значення суми $(n + l)$ – перше правило.

За однакових значень суми $(n + l)$ заповнюються спочатку енергетичні підрівні з меншим значенням головного квантового числа n – друге правило.

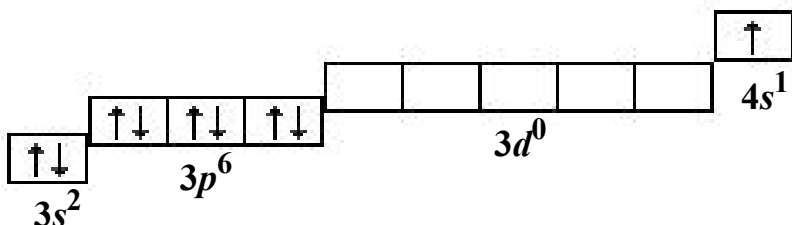
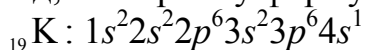
Для того, щоб написати електронну формулу атома, необхідно знати його порядковий номер у таблиці Менделєєва (він відповідає кількості електронів) і номер періоду (вказує на кількість енергетичних рівнів).

Наприклад, запишемо електронну формулу Нітрогену (порядковий номер сім, період – другий). В атомі Нітрогену 7 електронів знаходяться на двох енергетичних рівнях. Ми вже знаємо, що на 1 рівні є тільки один підрівень, який називається s -підрівень, і на ньому можуть знаходитися максимально два електрони: $1s^2$. На 2 рівні є два підрівня – s і p : $2s^2 2p^3$. На другому енергетичному рівні нам треба розмістити $7 - 2 = 5$ електронів: $2s^2 2p^3$. Електронну будову атома Нітрогену можна записати за допомогою такої формули: ${}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$.



– графічна електронна формула (три електрони на $2p$ - підрівні розміщуємо так, щоб сумарний спін був максимальним).

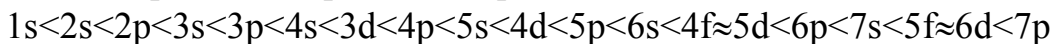
Складніше заповнюються електронні оболонки атомів елементів четвертого періоду, кожен з яких має чотири енергетичних рівня. Запишемо, наприклад, електронну формулу і схему електронної структури атома Калію.



На третьому енергетичному рівні є три підрівня: s , p і d , але після заповнення $3p$ -орбіталі заповнюватися буде не $3d$, а $4s$ -орбіталь. Це відбувається відповідно до правила Клечковського. Справді, для $3d$ -підрівня ($n = 3$, $l = 2$), тож сума $(n + l) = 5$, а для $4s$ -підрівня $n = 4$, $l = 0$, отже $n + l = 4$.

Оскільки енергія $4s$ -підрівня менша, ніж $3d$ -підрівня, то це означає, що $4s$ -підрівень буде заповнюватися раніше.

З урахуванням правил Клечковського послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів атомів елементів має такий вигляд:



Періодична система елементів (таблиця Менделєєва) – класифікація хімічних елементів, що дозволяє виявити залежність їхніх властивостей від кількості протонів у атомному ядрі. Спочатку система розроблена російським хіміком Д. І. Менделєєвим на підставі відкритого ним у 1869 році періодичного закону залежності властивостей елементів від атомної маси і є його графічним вираженням.

Періодична система складається з періодів і груп.

Період – це горизонтальний ряд. Усього в таблиці 7 періодів. Перший, другий і третій періоди (1, 2, 3) складаються з одного ряду й називаються малими. 4, 5 і 6 періоди складаються із двох рядів і називаються великими. 7-й період складається з одного ряду (незакінчений).

Група – це вертикальний стовпець. Усього вісім груп. Номер групи позначено римськими цифрами (I, II, III ...). Кожна група складається із двох підгруп: головної (A) і побічної (B).

У головну підгрупу (A) входять елементи малих і великих періодів.

У побічну підгрупу (B) входять елементи тільки великих періодів.

Наприклад, у першому періоді розташовані тільки два елементи: Гідроген і Гелій. У першій групі (I)

головна підгрупа (I A): H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;

побічна підгрупа (I B): Cu, Ag, Au.

Розташування хімічного елемента в періодичній системі визначається будовою атома і його властивостями.

Порядковий номер елемента визначає заряд ядра атома й кількість електронів.

Номер періоду – кількість енергетичних рівнів.

Номер групи – кількість електронів у зовнішньому електронному шарі атома. Усього груп вісім. Кількість електронів у зовнішньому шарі всіх атомів не більше восьми.

У залежності від того, який підрівень заповнюється електронами останнім, елементи поділяють на: *s-елементи*, *p-елементи*, *d-елементи*, і *f-елементи* (електронні сімейства).

Максимальна кількість електронів на *s*-орбіталі – два. Тому в кожному періоді є два *s-елементи*. Максимальна кількість електронів на *p*-орбіталі – шість. Тому в кожному періоді (крім першого й сьомого) є шість *p-елементів*. Максимальна кількість *d-елементів* – десять, *f-елементів* – чотирнадцять. Структура періодичної системи елементів визначається електронною будовою атомів.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів. Визначити: а) кількість електронів в атомі; б) порядковий номер елемента; в) атомну масу елемента. Записати електронну формулу атома і назвати елемент.

Розв'язання

1. Оскільки число протонів у атомі дорівнює числу електронів, то даний елемент містить 16 електронів.

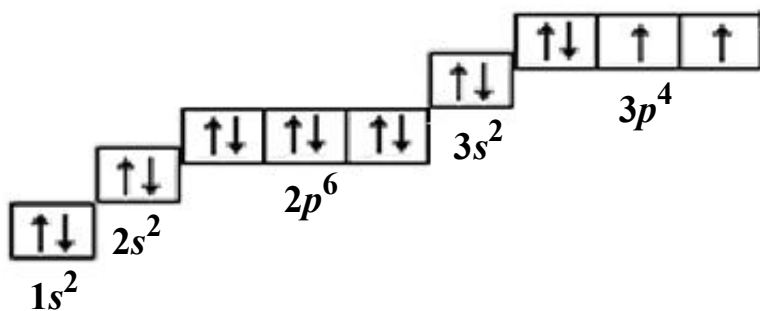
2. Заряд ядра дорівнює кількості протонів у атомі і чисельно відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. Отже, порядковий номер елемента – 16, це – Сульфур S.

3. Відносна атомна маса елемента дорівнює сумі протонів і нейтронів:

$$Ar(S) = 16 + 16 = 32 \text{ (а.о.м.)}.$$

Електронна формула Сульфуру – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Електронну орбіталь графічно зображають у вигляді квадрата, а електрони – у вигляді стрілок. Так, записана вище електронна формула Сульфуру має вигляд:



Приклад 2. Визначити місце в періодичній системі елемента, атоми якого мають електронну структуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$.

Розв'язання

Даний елемент знаходиться у IV періоді, бо його електрони розміщені на 4 енергетичних рівнях. Сума електронів – 24, отже, порядковий номер елемента теж 24. Сума електронів $3d^5 4s^1$ дорівнює 6, що відповідає номеру групи даного елемента. Це Хром (Cr).

Виконати завдання

Завдання 2.1. Для наведених у таблиці пар елементів необхідно:

- скласти електронні й електронографічні формули;
- дати порівняльну характеристику хімічних властивостей елементів;
- визначити, до якого електронного сімейства (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) відносяться елементи;
- вказати, яку валентність мають ці елементи в основному і збудженому стані;
- скласти формули вищих оксидів елементів і вказати їхній характер (кислотний, основний, амфотерний).
- зазначити, який із двох елементів має більшу електронегативність.

Номер варіанта	Назва елемента	Номер варіанта	Назва елемента
1	Силіцій, Титан	14	Телур, Молібден
2	Фосфор, Ванадій	15	Калій, Купрум
3	Хром, Сульфур	16	Аргентум, Йод
4	Манган, Хлор	17	Цирконій, Германій
5	Арсен, Ніобій	18	Арсен, Ванадій
6	Селен, Молібден	19	Ітрій, Галій
7	Титан, Германій	20	Бром, Манган
8	Рубідій, Аргентум	21	Сульфур, Молібден
9	Скандій, Галій	22	Стронцій, Цинк
10	Ванадій, Арсен	23	Йод, Технецій
11	Алюміній, Скандій	24	Кальцій, Цинк
12	Натрій, Хлор	25	Селен, Хром
13	Бром, Технецій		

Завдання 2.2. Серед наведених електронних конфігурацій вказати неможливі. Пояснити причину неможливості їх реалізації у незбудженому стані атома?

Номер варіанта	Електронні конфігурації	Номер варіанта	Електронні конфігурації
1	$2d^3; 4p^2$	14	$4p^2; 3f^{10}$
2	$4s^3; 5d^8$	15	$4d^{14}; 4f^8$
3	$2d^1; 3d^4 4s^2$	16	$4p^4; 3s^3$
4	$2p^2 3s^1; 3d^3$	17	$3p^3; 1d^3$
5	$4f^{11}; 3p^8$	18	$2d^5; 3s^2$
6	$4p^3; 2f^4$	19	$5p^4 6s^1; 4f^{14}$
7	$4s^1; 4p^7$	20	$4s^4; 3d^8$
8	$3d^{12}; 5p^6$	21	$3p^3; 3f^8$
9	$1p^3; 3d^3$	22	$3d^{10}; 4p^8$
10	$1d^2; 4p^5$	23	$3d^{11}; 4f^{12}$
11	$3p^6; 3s^0 3p^1$	24	$2f^{13}; 3p^3$
12	$2p^4; 3d^{10} 4s^0$	25	$2p^6; 2d^4$
13	$3f^3; 2p^5$		

Завдання 2.3. Зазначити, у яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи, якщо відома будова зовнішніх електронних оболонок атомів. Навести назви та порядкові номери елементів.

Номер варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок	Номер варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок
1	2	3	4
1	$2p^6 3s^2; 4s^2 4p^5$	14	$6s^2 6p^3; 3d^{10} 4s^1$
2	$3d^{10} 4s^2; 6s^2 6p^1$	15	$2p^6 3s^2; 3d^6 4s^2$
3	$3d^6 4s^2; 5p^6 6s^1$	16	$4p^6 5s^1; 5d^1 6s^2$

Продовження таблиці

1	2	3	4
4	$3s^2 3p^2; 2p^6 3s^1$	17	$6d^2 7s^2; 4d^8 5s^1$
5	$4d^5 5s^2; 4s^2 4p^6$	18	$5d^3 6s^2; 6p^6 7s^2$
6	$5d^2 6s^2; 3p^6 4s^2$	19	$4s^2 4p^4; 3d^7 4s^2$
7	$5p^6 6s^2; 6s^2 6p^2$	20	$3d^8 4s^2; 5s^2 5p^3$
8	$5d^4 6s^2; 4d^{10} 5s^2$	21	$5p^6 6s^1; 5d^3 6s^2$
9	$6s^2 6p^5; 2s^2 2p^4$	22	$5s^2 5p^2; 6p^6 7s^2$
10	$3p^6 4s^1; 5d^5 6s^2$	23	$3s^2 3p^3; 5s^2 5p^6$
11	$5s^2 5p^5; 5d^7 6s^2$	24	$5d^2 6s^2; 1s^2 2s^2$
12	$4p^6 5s^2; 3d^4 4s^2$	25	$5s^2 5p^1; 4d^2 5s^2$
13	$3s^2 3p^5; 1s^2 2s^1$		

Завдання 2.4. Написати електронні формули наступних йонів:

Номер варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок	Номер варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок
1	$Mg^{2+}; I^-; Ni^{2+}$	14	$Bi^{3+}; Ca^{2+}; Te^{2-}$
2	$Fe^{2+}; Na^+; O^{2-}$	15	$Mo^{2+}; Mg^{2+}; F^-$
3	$Fe^{3+}; Ca^{2+}; Zn^{2+}$	16	$Sn^{2+}; P^{3-}; Be^{2+}$
4	$Mn^{2+}; Br^-; K^+$	17	$Cs^+; Sc^{3+}; Cl^-$
5	$S^{2-}; Fe^{2+}; Li^+$	18	$In^{3+}; Li^+; F^-$
6	$N^{3-}; Cu^{2+}; F^-$	19	$Cr^{3+}; Rb^+; Br^-$
7	$Ba^{2+}; Cl^-; Co^{2+}$	20	$Al^{3+}; S^{2-}; Fe^{3+}$
8	$P^{3-}; Cr^{3+}; Na^+$	21	$H^+; Mn^{2+}; Te^{2-}$
9	$Pb^{2+}; Rb^+; I^-$	22	$Co^{2+}; P^{3-}; Na^+$
10	$Sn^{2+}; K^+; O^{2-}$	23	$Mo^{2+}; Cl^-; Al^{3+}$
11	$Hg^{2+}; Cl^-; Mg^{2+}$	24	$Mg^{2+}; Br^-; Bi^{3+}$
12	$Sc^{3+}; N^{3-}; Na^+$	25	$O^{2-}; In^{3+}; Ca^{2+}$
13	$Al^{3+}; S^{2-}; Mn^{2+}$		

Завдання 2.5. Підрівні яких електронних рівнів мають значення $(n+l)$ із тих, що наведені нижче? В якій послідовності їх заповнюють електрони?

Номер варіанта	$(n+l)$	Номер варіанта	$(n+l)$	Номер Варіанта	$(n+l)$
1	1; 8	9	2; 8	17	8; 3
2	2; 7	10	4; 3	18	4; 1
3	6; 3	11	5; 4	19	2; 4
4	5; 1	12	6; 7	20	5; 7
5	2; 4	13	6; 5	21	3; 6
6	3; 5	14	5; 2	22	4; 2
7	4; 6	15	6; 3	23	5; 1
8	7; 1	16	1; 7	24	3; 4
				25	2; 5

ЗАВДАННЯ 3

ХІМІЧНА КІНЕТИКА І ХІМІЧНА РІВНОВАГА

За темою «Хімічна кінетика і хімічна рівновага» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- *предмет хімічної кінетики* – гомогенні і гетерогенні хімічні реакції, швидкість реакції, залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин (закон дії мас), температури (правило Вант-Гоффа), присутності каталізаторів; енергія активації;
- *хімічна рівновага* – необоротні й оборотні реакції, умови хімічної рівноваги, константа хімічної рівноваги;
- *принцип Ле Шательє* – вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги, використання принципу Ле Шательє для встановлення напрямку зміщення хімічної рівноваги при зміні умов проведення реакції.

Теоретична частина

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою**.

Хімічна кінетика вивчає як гомогенні, так і гетерогенні реакції.

Гомогенні реакції відбуваються в однорідному середовищі (гомогенній системі) в усьому об'ємі системи.

Гетерогенні реакції відбуваються в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) – між речовинами, які перебувають у різних фазах. Хімічна взаємодія у цьому разі відбувається на межі розподілу фаз.

Швидкість реакції характеризується зміною молярної концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу.

Для гомогенної реакції можна записати як:

$$V = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \text{ [моль/(л·с)]},$$

де V – швидкість реакції;

c_1 і c_2 – молярні концентрації однієї з реагуючих речовин у різні моменти часу τ_1 і τ_2 відповідно.

Знаки «+» і «-» вказують, за якою з речовин визначають швидкість реакції: якщо за вихідною, то ставлять знак «-» (концентрація вихідних речовин під час перебігу реакції зменшується, $\Delta c < 0$, проте швидкість завжди величина позитивна), якщо за кінцевою – знак «+».

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин, їхньої концентрації, температури, а також від присутності **каталізатора** (речовина, яка прискорює реакцію, а сама при цьому не змінюється), або **інгібітору** (речовина, яка сповільнює реакцію).

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин визначається законом дії мас (закон К. М. Гульдберга і П. Вааге): *швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку*

концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції $aA + bB \rightarrow cC + dD$ закон дії мас можна записати так:

$$V = k[A]^a [B]^b,$$

де $[A]$ и $[B]$ – молярні концентрації речовин A і B ;

a і b – стехіометричні коефіцієнти;

k – коефіцієнт пропорційності, що називають константою швидкості реакції.

Для гетерогенних реакцій у вираз швидкості концентрація твердих речовин не входить.

Наприклад, для реакції $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$ швидкість реакції записується як:

$$V = k[O_2]$$

Константа швидкості (k) реакції відповідає швидкості реакції за концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л.

З підвищенням температури швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає. Згідно з правилом Вант - Гоффа: при підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2-4 рази, або математично:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де V_{t_2} и V_{t_1} – швидкості реакції відповідно за початкової t_1 і кінцевої t_2 температур;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, кількісне значення якого може бути цілим або дробовим.

Хімічна рівновага в оборотних реакціях. Оборотні реакції відбуваються як у прямому, так і в зворотному напрямку.



$$V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}[A]^a[B]^b; \quad V_{\text{зв.}} = k_{\text{зв.}}[C]^c[D]^d.$$

Хімічна рівновага – це такий стан системи, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими ($V_{\text{пр.}} = V_{\text{зв.}}$). Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа.

Для оборотної реакції

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{зв.}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

де K – константа хімічної рівноваги;

$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – рівноважні концентрації (концентрації, що встановлюються в стані хімічної рівноваги) компонентів.

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги.

Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається за правилом, яке дістало назву **принципу Ле Шательє**: *якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні, то в системі відбудуватимуться зміни, які послаблюють цю дію*.

На стан хімічної рівноваги впливають наступні чинники: концентрація реагуючих речовин, температура, тиск (тільки для газових систем).

Вплив концентрації на стан рівноваги. За принципом Ле Шательє, додавання до системи однієї з вихідних речовин спричиняє зміщення рівноваги у бік утворення продуктів реакції, тобто вправо ($V_{\text{пр.}} > V_{\text{зв.}}$). Додавання продуктів реакції зміщує рівновагу у бік утворення вихідних речовин, тобто вліво ($V_{\text{зв.}} > V_{\text{пр.}}$).

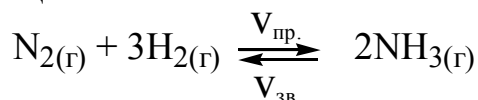
Вплив температури на стан рівноваги. За принципом Ле Шательє, під час нагрівання системи, що перебуває у стані рівноваги, остання зміщується у бік того з двох протилежно направлених процесів, який супроводжується поглинанням теплоти (у бік **ендотермічної реакції**). Охолодження сприяє зміщенню рівноваги у бік реакції, яка супроводжується виділенням теплоти (**екзотермічна реакція**).

$A + B \rightarrow C; +Q (-\Delta H)$ – екзотермічна реакція;

$A + B \rightarrow C; -Q (+\Delta H)$ – ендотермічна реакція

Вплив тиску на стан рівноваги. Тиск впливає на стан рівноваги тільки у газових системах, у разі якщо реакція перебігає зі зміною об'ємів реагуючих речовин у газоподібному стані. Згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги у напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму (зменшенням кількості молекул газів), а зниження тиску – викликає зміщення рівноваги у протилежний бік.

Наприклад, для реакції



у разі підвищення тиску рівновага зміщується у бік зменшення кількості молекул газів, тобто в бік прямої реакції.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Реакція перебігає за рівнянням $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Константа швидкості цієї реакції при 500°C дорівнює 0,18. Вихідні концентрації реагуючих речовин були: $[\text{NO}]_0 = 0,12$ моль/л і $[\text{O}_2]_0 = 0,27$ моль/л. Обчисліть початкову швидкість реакції і швидкість її, коли прореагувало 40% NO.

Розв'язання. Згідно з основним законом хімічної кінетики вихідна швидкість прямої реакції дорівнює

$$V_0 = k[\text{NO}]_0^2 \cdot [\text{O}_2]_0 = 0,18 \cdot 0,12^2 \cdot 0,27 = 7 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л} \cdot \text{с)}^{-1},$$

де k – константа швидкості реакції.

На момент, коли прореагувало 40 % NO, зменшення концентрації NO складає $0,12 \cdot 0,4 = 0,048$ моль/л, а концентрації O₂, відповідно до стехіометрії, – 0,024 моль/л. Отже, поточні концентрації реагентів дорівнюють:

$$[\text{NO}] = [\text{NO}]_0 - 0,048 = 0,12 - 0,048 = 0,072 \text{ моль/л};$$

$$[\text{O}_2] = [\text{O}_2]_0 - 0,024 = 0,27 - 0,024 = 0,246 \text{ моль/л}.$$

Тоді поточна швидкість реакції

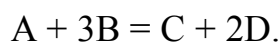
$$V = k[\text{NO}]^2 [\text{O}_2] = 0,18 \cdot 0,072^2 \cdot 0,246 = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л} \cdot \text{с)}^{-1}.$$

Приклад 2. Швидкість гомогенної реакції при температурі 10 °С дорівнює $2,36 \cdot 10^{-2}$ моль(л · с)⁻¹. Визначте швидкість цієї реакції при температурі 60 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,3.

Розв'язання. Відповідно до емпіричного правила Вант-Гоффа швидкість реакції при температурі 60°С складає:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10} = 2,36 \cdot 10^{-2} \cdot 2,3^{(60 - 10)/10} = 1,52 \text{ моль(л} \cdot \text{с)}^{-1}.$$

Приклад 3. Гомогенна реакція перебігає за рівнянням



Рівноважні концентрації реагентів: [A] = 0,31 моль/л; [B] = 0,16 моль/л; [C] = 0,22 моль/л. Константа рівноваги дорівнює 33,51. Визначте рівноважну концентрацію реагенту D, а також вихідні концентрації реагентів А й В.

Розв'язання. За законом діючих мас Гульдберга-Вааге константа хімічної рівноваги цієї реакції

$$K_p = \frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]^2}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^3}.$$

Рівноважна концентрація реагенту D дорівнює:

$$[\text{D}] = \sqrt{\frac{K_p [\text{A}] [\text{B}]^3}{[\text{C}]}} = \sqrt{\frac{33,51 \cdot 0,31 \cdot 0,16^3}{0,22}} = 0,44 \text{ моль/л}.$$

Відповідно до стехіометрії рівняння реакції зменшення концентрації реагенту А в ході реакції дорівнює 0,22 моль/л, а зменшення концентрації реагенту В – 0,66 моль/л. Отже, вихідні концентрації цих реагентів:

$$[\text{A}]_0 = [\text{A}] + 0,22 = 0,31 + 0,22 = 0,53 \text{ моль/л},$$

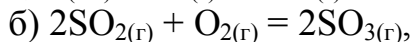
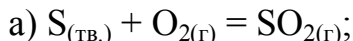
$$[\text{B}]_0 = [\text{B}] + 0,66 = 0,16 + 0,66 = 0,82 \text{ моль/л}.$$

Виконати завдання

1. Як зміниться швидкість прямої реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо концентрація CO = 0,3 моль/л збільшилася до 1,2 моль/л, а концентрація Cl₂ = 0,2 моль/л збільшилася до 0,6 моль/л?

2. Знайти константу рівноваги реакції $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, якщо вихідна концентрація N_2O_4 становила 0,08 моль/л, а до моменту настання рівноваги дисоціювало 50 % N_2O_4 .

3. Як зміняться швидкості хімічних реакцій:



якщо об'єм кожної із систем зменшити в 2 рази; 4 рази; 3 рази?

4. Реакція між речовинами А і В виражається рівнянням: $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$.

Вихідні концентрації становлять: $[\text{A}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Константа швидкості реакції дорівнює 0,4. Знайти початкову швидкість реакції й швидкість реакції після певного часу, коли концентрація речовини А у системі зменшиться на 0,01 моль/л.

5. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \rightarrow \text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$, якщо:

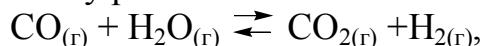
а) концентрацію речовини А збільшити в 2 рази;

б) концентрацію речовини А збільшити в 8 разів;

в) концентрацію речовини В збільшити в 4 рази;

г) концентрацію речовини А збільшити в 2 рази, а концентрацію речовини В зменшити в 2 рази?

6. Розрахувати константу рівноваги гомогенної системи

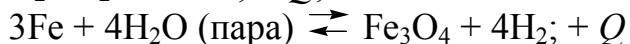
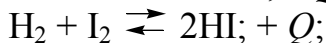
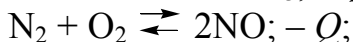
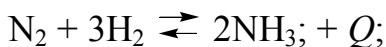


якщо рівноважні концентрації реагуючих речовин $[\text{CO}] = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,016$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,016$ моль/л. Як впливає зміна тиску в системі на стан хімічної рівноваги?

7. Рівняння реакції: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Концентрація речовин, що беруть участь у ній: $[\text{N}_2] = 0,80$ моль/л; $[\text{H}_2] = 1,5$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0,10$ моль /л. Обчислити концентрацію водню й аміаку, коли $[\text{N}_2] = 0,5$ моль/л.

8. Рівняння реакції має вигляд: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Концентрації вихідних речовин: $[\text{NO}] = 0,03$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію кисню до 0,10 моль/л концентрацію NO до 0,06 моль/л?

9. В який бік зміститься хімічна рівновага в реакціях:



за умови:

а) підвищенні температури й тиску;

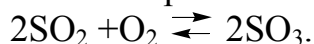
б) зниженні температури й тиску.

10. Написати вираз для константи рівноваги наступної гомогенної системи: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Як зміниться швидкість прямої реакції утворення аміаку, якщо:

а) збільшити концентрацію водню в 3 рази;

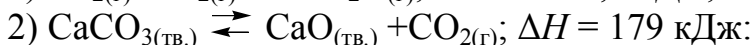
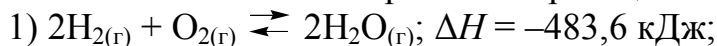
б) зменшити концентрацію азоту в 2 рази?

11. Написати вираз для константи рівноваги гомогенної системи



Як зміниться швидкість прямої реакції утворення SO_3 , якщо збільшити концентрацію SO_2 в 3 рази?

12. Як вплине на стан рівноваги реакцій

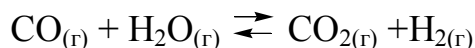


а) підвищення тиску;

б) підвищення температури?

13. Як і чому при зміні тиску зміщується рівновага системи $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ і не зміщується рівновага системи $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$? Написати вираз для констант рівноваги кожної з реакцій.

14. Константа рівноваги гомогенної системи



за певної температури дорівнює 1. Обчислити рівноважні концентрації усіх реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації: $[\text{CO}] = 0,10 \text{ моль/л}$, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40 \text{ моль/л}$.

15. Фосфор(V) хлорид дисоціює при нагріванні за рівнянням



За певної температури з 2 моль PCl_5 , що перебувають у закритій посудині об'ємом 10 л, піддається розкладанню 1,5 моль. Обчислити константу рівноваги за цієї температури.

16. Система $\text{C}_{(\text{графіт})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$ перебуває в стані рівноваги, $\Delta H = 172,5 \text{ кДж}$.

Вказати:

а) як зміниться вміст CO у рівноважній суміші з підвищенням температури при незмінному тиску?

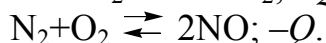
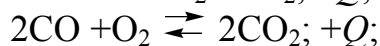
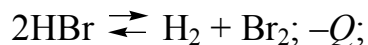
б) як зміниться вміст CO у рівноважній суміші з ростом загального тиску при незмінній температурі?

17. Написати вираз для константи рівноваги гомогенної системи



Як варто змінити температуру й тиск, щоб підвищити вихід водню? Пряма реакція утворення водню – ендотермічна.

18. Як вплине підвищення тиску при незмінній температурі на стан рівноваги таких систем:



В який бік змістяться рівноваги при підвищенні температури? Написати вираз для швидкостей прямих реакцій в кожній системі.

19. Зазначити, якими змінами концентрацій реагуючих речовин можна зсунути вправо рівновагу реакції $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$? Яким тепловим ефектом супроводжується утворення CO у цій реакції, якщо підвищення температури зміщує рівновагу вправо?

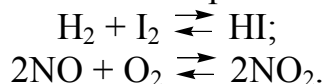
20. У дві посудини однакової ємності введено: 1 моль газу А і 2 моль газу В – у першу, 2 моль газу А і 1 моль газу В – у другу. Температура в обох

посудинах однакова. Чи з однаковою швидкістю буде протікати реакція між А і В у тій та іншій посудині в таких випадках:

- а) якщо вона описується рівнянням $A + B = C$;
- б) якщо вона описується рівнянням $2A + B = C$?

21. При нагріванні NO_2 у закритій посудині до певної температури рівновага реакції $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ встановилася за наступних концентрацій: $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,24$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,12$ моль /л. Знайти константу рівноваги за цієї температури й вихідну концентрацію NO_2 .

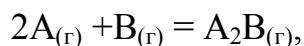
22. Визначити, як зміниться швидкість прямої і зворотної реакцій у зазначених нижче рівноважних системах при збільшенні тиску вдвічі:



Чи вплине така зміна тиску на стан рівноваги цих систем?

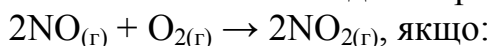
23. Рівновага реакції $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ встановилася за наступних концентрацій реагуючих речовин: $[\text{SO}_2] = 0,1$ моль /л, $[\text{O}_2] = 0,05$ моль /л, $[\text{SO}_3] = 0,9$ моль/л. Розрахувати, як зміниться швидкість прямої й зворотної реакцій, якщо зменшити об'єм, який займають гази, вдвічі. Чи зміститься при цьому рівновага? Відповідь дати на підставі розрахунку.

24. У скільки разів необхідно збільшити концентрацію речовини В у системі



щоб при зменшенні концентрації речовини А в 4 рази швидкість прямої реакції не змінилася?

25. Як зміниться швидкість реакції



- а) збільшити тиск у системі в 3 рази;
- б) зменшити об'єм системи в 3 рази;
- в) підвищити концентрацію NO в 3 рази?

ЗАВДАННЯ 4

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТЕРМОДИНАМІКИ

За темою «Основні поняття термодинаміки» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- *хімічна система* – типи систем (відкрита, замкнута, ізольована, неізольована); класифікація реакцій в хімічній термодинаміці (екзотермічні, ендотермічні, ізохорні, ізобарні, ізотермічні, самодовільні);
- *термодинамічні величини, що характеризують хімічні системи* – внутрішня енергія, ентальпія, теплота і робота;
- *термохімія* – термохімічні рівняння, стандартні ентальпії утворення речовин, закон Гесса та його наслідки;
- *ентропія як міра ймовірності стану системи*, розрахунок зміни ентропії системи в результаті хімічної реакції;

- *енергія Гіббса*, її зв'язок з ентальпією та ентропією, зміна енергії Гіббса як критерій можливості самодовільного протікання хімічного процесу.

Теоретична частина

Хімічна термодинаміка – це наука, що вивчає перехід енергії з однієї форми в іншу; енергетичні ефекти, що супроводжують хімічні та фізичні процеси; можливість і напрямок перебігу того чи іншого процесу.

Стан системи і зміни, що відбуваються в ній, характеризують за допомогою так званих термодинамічних функцій (характеристик): внутрішньої енергії U , ентальпії H , ентропії S , енергії Гіббса G тощо.

Для будь-якого процесу справедливий закон збереження енергії:

$$Q = \Delta U + A.$$

Це означає, що підведена до системи теплота Q у загальному випадку витрачається на зміну її внутрішньої енергії ΔU і на виконання роботи A .

Під внутрішньою енергією системи U слід розуміти загальний її запас, тобто енергію поступального й обертального руху молекул, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію, тобто усі види енергії, окрім кінетичної і потенціальної енергії системи в цілому. Під величиною A розуміють роботу, що протидіє всім силам, які діють на систему (зовнішній тиск, електричне і магнітне поля тощо).

Суму внутрішньої енергії і добутку об'єму речовини на зовнішній тиск називають **ентальпією** і позначають літерою H :

$$H = U + pV.$$

Наукове і практичне значення має зміна ентальпії $\Delta H = H_2 - H_1$.

Якщо при цьому виконується тільки робота розширення, і система перебуває за сталого тиску, то $A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V$.

Звідси можна записати:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V,$$

$Q_p = \Delta U + p\Delta V = \Delta H$ (Q_p – теплота, яку поглинула система за умови сталості тиску).

Зміну ентальпії під час перебігу різних процесів визначають так само, як і зміну внутрішньої енергії, тільки визначення проводять за умови сталості тиску. Так, при нагріванні речовини

$$\Delta U = Q_v = nC_v\Delta T \quad \text{і} \quad \Delta H = Q_p = nC_p\Delta T,$$

де n – кількість моль речовини, моль;

C_v – мольна теплоємність речовини за умови сталості об'єму, Дж/(моль·К);

C_p – мольна теплоємність речовини за умови сталості тиску Дж/(моль·К).

Зміна ентальпії у хімічних реакціях відповідає взятій з протилежним знаком величині теплового ефекту реакції, що відбувається за умов сталості температури і тиску.

Розділ хімічної термодинаміки, який розглядає дослідження теплових ефектів, називається **термохімією**.

В основі термохімічних розрахунків лежить **закон Гесса**:

Тепловий ефект реакції не залежить від проміжних стадій, а визначається тільки початковим і кінцевим станом системи.

У термохімії процеси записують за допомогою **термохімічних рівнянь**, що на відміну від хімічних рівнянь доповнені вказівками про агрегатні стани речовин і даними про тепловий ефект реакції ΔH . Якщо $\Delta H > 0$ ($Q < 0$), то теплота поглинається і реакція – **ендотермічна**. Якщо $\Delta H < 0$ ($Q > 0$), то теплота виділяється і реакція – **екзотермічна**.

Тепловий ефект реакції, розрахований відносно одного моль сполуки за температури 298.15 К (25 °С) і тиску 101325 Па (1 атм), називають **стандартним тепловим ефектом** ΔH_{298}^0 .

Стандартна теплота утворення $\Delta H_{f,298}^0$ (f – formation) хімічної сполуки – це зміна ентальпії (тепловий ефект) у процесі утворення 1 моль цієї сполуки за стандартних умов. Стандартні теплоти утворення відомі для багатьох речовин.

За допомогою стандартних теплот утворення можна визначити тепловий ефект реакції. За стандартних умов згідно з наслідком із закону Гесса: **тепловий ефект реакції** дорівнює різниці між алгебраїчною сумою теплот утворення продуктів реакції, помножених на стехіометричні коефіцієнти, та алгебраїчною сумою теплот утворення вихідних речовин, помножених на стехіометричні коефіцієнти:

$$\Delta H_{298}^0 = \sum_i n_i \Delta H_{f,298,i}^0 (\text{продукти}) - \sum_i n_i \Delta H_{f,298,i}^0 (\text{вихідні реч.}),$$

де n_i – стехіометричні коефіцієнти рівняння реакції.

Ентропія S – це термодинамічна функція, яка є кількісною мірою невпорядкованості даної системи. Чим більша ентропія, тим вище ступінь невпорядкованості. Зміну ентропії ΔS в хімічних процесах за стандартних умов обчислюють аналогічно обчисленню ΔH за законом Гесса:

$$\Delta S_{298}^0 = \sum_i n_i S_{298,i}^0 (\text{продукти}) - \sum_i n_i S_{298,i}^0 (\text{вихідні реч.}),$$

де S_{298}^0 – стандартні ентропії речовин за $T = 298.15$ К і $p = 101325$ Па.

З метою вирішення питання про можливість перебігу реакції визначають зміну енергії Гіббса. За умов $p = \text{const}$ і $T = \text{const}$ $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Умовою можливості самодовільного перебігу реакції у прямому напрямку є $\Delta G_{p,T} < 0$.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Визначити можливість самодовільного перебігу реакції

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ за стандартних умов. Записати термохімічне рівняння.

Розв'язання

Реакція самодовільно перебігає в прямому напрямку, якщо $\Delta G_{p,T} < 0$.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. За стандартних умов $\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T\Delta S_{298}^0$ ($T = 298\text{K}$).

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{f,298}^0 (\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - [\Delta H_{f,298}^0 (\text{Al}_2\text{O}_3) + 3\Delta H_{f,298}^0 (\text{SO}_3)].$$

Згідно з даними таблиці (Додаток, Табл. 2) маємо:

$$\Delta H_{298}^0 = -3434 - (-1675 - 3 \cdot 395,2) = -753,3 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S_{298}^0 = S_{298}^0(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - [S_{298}^0(\text{Al}_2\text{O}_3) + 3S_{298}^0(\text{SO}_3)] = 239,2 - (50,94 + 3 \cdot 256,23) = -580,43 \frac{\text{Дж}}{\text{К}}.$$

$$\Delta H_{298}^0 = -753,3 \text{ кДж}; \Delta S_{298}^0 = -580,43 \frac{\text{Дж}}{\text{К}} = -0,58 \frac{\text{кДж}}{\text{К}}.$$

$$\Delta G_{298}^0 = -753,3 - 298 \cdot (-0,58) = -580,46 \text{ кДж.}$$

$\Delta G_{298}^0 < 0$, тобто можливий самодовільний перебіг реакції у прямому напрямку. Термохімічне рівняння цієї реакції має наступний вигляд:



Виконати завдання

Для наведених нижче реакцій обчислити зміни ентальпії, ентропії, а також енергії Гіббса. Чи можуть за стандартних умов при 298 К самодовільно перебігати реакції у прямому напрямку? (Значення стандартних термодинамічних величини для простих речовин і сполук наведені у табл. 1 Додатку).

Номер варіанта	Рівняння реакції
1	$2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})}$
2	$4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_2$
3	$\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$
4	$2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}_{\text{г}} = 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2$
5	$4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2$
6	$2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$
7	$\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
8	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
9	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
10	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$
11	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{г})}$
12	$\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
13	$\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_{2(\text{г})}$
14	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
15	$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
16	$2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$
17	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
18	$\text{C}_2\text{H}_6 = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$

Номер варіанта	Рівняння реакції
19	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(r)} = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$
20	$\text{CH}_3\text{CHO}_{(r)} + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(r)}$
21	$\text{C}_6\text{H}_{6(r)} + 3\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_{12(r)}$
22	$1/2\text{S}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2$
23	$\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$
24	$1/2\text{S}_{2(r)} + 2\text{CO}_2 = \text{SO}_2 + 2\text{CO}$
25	$2\text{CO} + \text{SO}_2 = 1/2\text{S}_{2(r)} + 2\text{CO}_2$

ЗАВДАННЯ 5

РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ СКЛАДУ РОЗЧИНІВ

За темою «Розчини. Способи вираження складу розчинів» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- загальна характеристика розчинів – розчин і його компоненти; розчинність, її залежність від різних факторів; класифікація розчинів за агрегатним станом розчиненої речовини і розчинника, за розчинністю речовини; фізико-хімічна суть процесу розчинення;
- способи вираження концентрації речовини в розчині – масова частка, молярна, молярна концентрація еквівалента, молярність, мольна частка;
- вміння проводити розрахунки
 - на перехід від одного способу вираження концентрації до іншого;
 - на приготування розчину заданої концентрації методом розчинення чистої речовини або розбавленням водою даного розчину;
 - обчислення концентрації розчину, отриманого змішуванням двох розчинів з відомою концентрацією;
- закон еквівалентів для реакцій в розчинах – обчислення концентрації кислоти або лугу за результатами кислотно-основного титрування; проведення стехіометричних розрахунків.

Теоретична частина

Розчин – це гомогенна система, що складається з двох або більше компонентів, вміст яких можна змінювати в певних межах без порушення однорідності. Один із компонентів називають речовиною, інший – розчинником.

Розчинність – властивість речовини розчинятися у воді або іншому розчиннику. У воді можуть розчинятися тверді речовини (сіль, цукор), рідини (спирт) і газоподібні речовини (сірководень, аміак). Розчинність виражають масою речовини, яку при даній температурі можна розчинити в 100 г розчинника або кількістю розчиненої речовини в 1 л розчину (моль/л).

У природі немає абсолютно нерозчинних речовин. Всі речовини по розчинності у воді ділять на три групи: добре розчинні, малорозчинні, практично нерозчинні. Останні називають нерозчинними речовинами. Якщо в 100 г води розчиняється більше 1 г речовини, то таку речовину називають добре розчинною (р). Якщо в 100 г води розчиняється менше 1 г речовини – малорозчинною (м), якщо розчиняється менше 0,01 г речовини – нерозчинною (н).

При розчиненні речовин можуть утворитися насичені, ненасичені та пересичені розчини. Розчин, в якому на 100 г розчинника доводиться маса розчиненої речовини, що дорівнює його розчинності, називається *насиченим*. Розчин, в якому на 100 г розчинника припадає розчиненої речовини менше, ніж його розчинність при даній температурі, називається *ненасиченим*. У такому розчині при таких же умовах міститься менше розчиненої речовини, ніж в насиченому. Для деяких твердих речовин можливе існування пересичених розчинів. Розчин, в якому на 100 г розчинника доводиться розчиненої речовини більше, ніж його розчинність при даній температурі, називається *пересиченим*. Пересичені розчини отримують охолодженням розчинів, насичених при більш високій температурі. Пересичені розчини нестійкі. Вони існують тільки в стані спокою.

Склад розчину визначає концентрація розчиненої речовини.

Концентрація речовини в розчині – це найважливіша характеристика будь-якого розчину. Вона визначає вміст речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

Позначення:

X – розчинена речовина;

$m(X)$ – маса речовини, г;

$m_{\text{р-ну}}$ – маса розчину, г;

$m(Y)$ – маса розчинника, г;

$V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину, л;

$\rho_{\text{р-ну}}$ – густина розчину, г/см³;

$n(X)$ – кількість речовини, моль;

$f_{\text{екв}}(X)$ – фактор еквівалентності речовини;

$n(f_{\text{екв}}(X)X)$ – кількість речовини еквівалента, моль;

$M(X)$ – молярна маса речовини, г/моль;

$M(f_{\text{екв}}(X)X)$ – молярна маса еквівалента речовини, г/моль.

ІЮПАК рекомендує використовувати кілька способів вираження кількісного складу розчинів, які ґрунтуються на сталості маси розчину, розчиненої речовини, розчинника чи об'єму розчину.

Способи вираження кількісного складу розчинів

1. Масова частка речовини в розчині – $\omega(X)$ – це відношення маси розчиненої речовини $m(X)$, що міститься в розчині, до загальної маси цього розчину $m_{\text{р-ну}}$. Форма запису:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ну}}} \text{ або } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках. $\omega(X)$, яка виражена у відсотках називається також відсотковою концентрацією й дорівнює масі речовини в 100 г розчину.

Наприклад, масова частка речовини H_2SO_4 у розчині сульфатної кислоти дорівнює 20 %. Це означає, що у розчині сульфатної кислоти масою 100 г міститься речовина H_2SO_4 масою 20 г.

2. Молярна концентрація речовини X у розчині – $c(X)$ визначає кількість моль розчиненої речовини, яка міститься в 1 л (дм^3) розчину; виражається у моль/ м^3 , моль/ дм^3 ; моль/л. На практиці найчастіше використовують одиниці моль/л (моль/ дм^3).

Молярна концентрація речовини X дорівнює відношенню кількості речовини $n(X)$, що міститься в розчині, до об'єму цього розчину ($V_{\text{р-ну}}$):

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{р-ну}}}, \text{ моль/л}.$$

Наприклад, молярна концентрація речовини натрій хлориду (NaCl) у розчині записується таким чином:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{NaCl})}{M(X) \cdot V_{\text{р-ну}}}, \text{ моль/дм}^3.$$

Розчин, в одному літрі якого міститься один моль розчиненої речовини, називається одномольним і позначається як 1 М. Розчин з молярною концентрацією речовини 0,1 моль/л називається децимольним і позначається як 0,1 М.

Наприклад: 1 М (NaOH) – одномольний розчин натрій гідроксиду;
0,1 М (NaOH) – децимольний розчин натрій гідроксиду;
0,01 М (NaOH) – сантимольний розчин натрій гідроксиду;
0,001 М (NaOH) – мілімольний розчин натрій гідроксиду.

Для позначення молярної концентрації речовини іноді використовують квадратні дужки, в яких записується формула відповідної речовини.

Наприклад: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,01 \text{ моль/л}$; $[\text{O}_2] = 0,1 \text{ моль/л}$.

3. Молярна концентрація еквівалента у розчині або нормальна концентрація – $c\left(\frac{1}{z}X\right)$ визначає кількість моль еквівалентів речовини, що міститься в 1 л (1 дм^3) розчину, виражається у моль/л, моль/ дм^3 ; дорівнює

відношенню кількості моль еквівалентів $n\left(\frac{1}{z}X\right)$ речовини, що міститься у розчині, до об'єму цього розчину ($V_{p-ну}$):

$$c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V_{p-ну}}, \text{ моль/дм}^3, \quad c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V_{p-ну}}, \text{ моль/дм}^3.$$

$$\frac{1}{z} = f_{екв}(X).$$

Наприклад, для сульфатної кислоти молярна концентрація еквівалента записується так:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_{p-ну}}.$$

За рекомендаціями ІЮПАК, якщо 1 моль речовини еквівалента $f_{екв}(X)X$ розчинено в 1 дм³ розчину, то саме цей розчин можна назвати нормальним розчином.

Розчин, який містить 1 моль речовини еквівалента в 1 дм³ (тобто $c(f_{екв}(X)X) = 1$ моль/дм³) називається однонормальним розчином речовини X, якщо $c(f_{екв}(X)X) = 0,1$ моль/дм³ – децинормальним розчином, розчин з $c(f_{екв}(X)X) = 0,01$ моль/дм³ – сантинормальним розчином, з $c(f_{екв}(X)X) = 0,001$ моль/дм³ – мілінормальним розчином речовини X.

Замість позначення одиниці вимірювання кількості речовини еквівалента моль/дм³ допускається скорочення н. або N, наприклад 0,1 н HCl.

Використання термінів «нормальний» розчин і «нормальна» концентрація має сенс лише тоді, коли фактор еквівалентності менший за одиницю. У тих випадках, коли фактор еквівалентності дорівнює одиниці, слід користуватися виключно терміном «молярний» розчин і молярна концентрація. Наприклад, для 2М розчину NaOH ($f_{екв} = 1$) не слід використовувати вираз 2н NaOH.

Між молярною і нормальною концентраціями речовини X у розчині є зв'язок:

$$c(f_{екв}(X)X) = \frac{c(X)}{f_{екв}(X)} \quad \text{або} \quad c\left(\frac{1}{z}X\right) = z \cdot c(X).$$

Наприклад: 1 М розчин H₂SO₄ відповідає 2 н. розчину H₂SO₄ ($f_{екв}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$); 0,06 М розчин H₂SO₄ відповідає 0,12 н. розчину H₂SO₄ ($f_{екв}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$); 0,1 н. розчин KMnO₄ ($f_{екв}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5}$) відповідає 0,02 М розчину KMnO₄.

Для обчислень, пов'язаних із взаємодією речовин в розчинах, зручно користуватись законом еквівалентів для розчинів: *об'єми розчинів речовин, що*

вступають в хімічну реакцію, обернено пропорційні їх молярним концентраціям еквівалента:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_2}{c_1}$$

$$\text{або } c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2,$$

де c_1 і c_2 – молярна концентрація еквівалента речовини 1 і речовини 2 відповідно, моль /л;

V_1 і V_2 – об'єми розчинів речовин 1 і 2, л.

4. Моляльність розчиненої речовини в розчині $b(X/Y)$ – визначає кількість моль речовини X, що міститься в 1 кг розчинника Y; дорівнює відношенню кількості речовини $n(X)$, що міститься у розчині, до маси m розчинника Y; виражається у моль/кг.

Форма запису:

$$b(X/Y) = \frac{n(X)}{m(Y)} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де $m(X)$ – маса речовини, г;

$m(Y)$ – маса розчинника, кг;

$M(X)$ – молярна маса речовини, г/моль

$$\text{або } b(X/Y) = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де $m(X)$ – маса речовини, г;

$m(Y)$ – маса розчинника, г;

$M(X)$ – молярна маса речовини, г/моль.

Наприклад, моляльність HCl у водному розчині записується так:

$$b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{HCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/кг.}$$

5. Титр розчину – це маса речовини X, яка міститься в одному см³ розчину.

Форма запису:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V_{\text{р-ну}}}.$$

Одиниці вимірювання: кг/см³, для практичного користування г/см³, г/мл (остання – несистемна).

6. Молярна або мольна частка розчиненої речовини X у розчині – це концентрація, яка виражена відношенням кількості речовини X, що міститься у розчині, до загальної кількості речовин у розчині. Форма запису:

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X) / M(X)}{m(X) / M(X) + m(Y) / M(Y)},$$

де $\chi(X)$ – молярна або мольна частка розчиненої речовини X ;
 $n(X)$ – кількість розчиненої речовини X, моль;
 $n(Y)$ – кількість речовини розчинника Y, моль.

Одиниця вимірювання відносна.

Допускається виражати молярну або мольну частку в таких же одиницях, як і масову частку розчиненої речовини у розчині.

Приклад 1. В 320 г води міститься 40 г кальцій хлориду, густина розчину дорівнює $1,08 \text{ г/см}^3$. Визначте масову частку, молярну концентрацію і молярну концентрацію еквівалента, моляльність і молярну частку розчиненої речовини.

Розв'язання

1. Розрахуємо масову частку кальцій хлориду в розчині:

$$\omega(\text{CaCl}_2) = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40}{40 + 320} = 0,111 = 11,1 \text{ \%}.$$

2. Розрахуємо молярну концентрацію кальцій хлориду в розчині ($c(\text{CaCl}_2)$):

$$c(\text{CaCl}_2) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) V_{\text{р-ну}}}.$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 40 \text{ г},$$

$$M(\text{CaCl}_2) = 40 + 71 = 111 \text{ г/моль},$$

$$V_{\text{р-ну}} = \frac{m_{\text{р-ну}}}{\rho_{\text{р-ну}}} = \frac{40 + 320}{1,08} = 333,3 \text{ мл} = 0,3333 \text{ л}.$$

Молярна концентрація кальцій хлориду

$$c(\text{CaCl}_2) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) V_{\text{р-ну}}} = \frac{40}{111 \cdot 0,3333} = 1,08 \text{ моль/л}.$$

3. Розрахуємо молярну концентрацію еквівалента кальцій хлориду в розчині:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{n\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right)}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) \cdot V_{\text{р-ну}}} = \frac{40}{111 \cdot 0,5 \cdot 0,3333} = 2,16 \text{ моль/л}.$$

Молярну концентрацію еквівалента можна розрахувати в інший спосіб, а саме, використовуючи зв'язок між молярною та нормальною концентраціями:

$$c\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{c(\text{CaCl}_2)}{f_{\text{екв}}(\text{CaCl}_2)} = \frac{1,08}{\frac{1}{2}} = 2,16 \text{ моль/л}.$$

4. Розрахуємо моляльність кальцій хлориду в розчині:

$$b\left(\frac{\text{CaCl}_2}{\text{H}_2\text{O}}\right) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40}{111 \cdot 0,32} = 1,13 \text{ моль/кг}.$$

5) Розрахуємо мольну або молярну частку хлориду кальцію в розчині:

$$\begin{aligned} \chi(\text{CaCl}_2) &= \frac{n(\text{CaCl}_2)}{n(\text{CaCl}_2) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O})} = \\ &= \frac{40/111}{40/111 + 320/18} = 0,02. \end{aligned}$$

Виконати завдання

За даними, наведеним нижче ($V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину, $m(X)$ – маса розчиненої речовини, ρ – густина розчину, t – температура розчину, α – ступінь електролітичної дисоціації), розрахувати концентрації зазначених речовин у розчинах (молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, моляльність, мольну і масову частки розчиненої речовини у відсотках).

Номер варіанта	Формула розчиненої речовини	V , л	m , г	ρ , г/см ³	α	t , °C
1	CuSO ₄	1	31,9	1,200	0,90	0
2	NaCl	2	58,44	1,010	0,90	20
3	MgCl ₂	3	28,5	1,020	0,90	0
4	ZnSO ₄	4	159,55	1,010	0,90	25
5	CuCl ₂	5	272,26	1,06	0,90	0
6	Fe ₂ (SO ₄) ₃	6	399,69	1,016	0,90	21
7	Zn(NO ₃) ₂	7	1325,59	1,120	0,90	20
8	AgNO ₃	8	141,89	1,080	0,90	25
9	H ₂ SO ₄	9	88,20	1,001	0,90	20
10	HCl	10	365,00	1,010	0,90	15
11	HNO ₃	9	56,70	1,010	0,90	20
12	BaCl ₂	8	166,60	1,030	0,85	0
13	NiSO ₄	7	108,30	1,030	0,95	25
14	Pb(NO ₃) ₂	6	198,70	1,050	0,90	20
15	KCl	5	372,77	1,020	0,95	20
16	K ₂ Cr ₂ O ₇	4	124,96	1,100	0,80	20
17	KI	3	498,02	1,025	0,90	25
18	KMnO ₄	2	31,61	1,008	0,85	20
19	NH ₄ NO ₃	1	70,00	1,010	0,90	0
20	K ₂ CrO ₄	3	58,26	1,003	0,95	15
21	Na ₂ SO ₃	4	50,41	1,001	0,90	20
22	NH ₄ Cl	2	10,69	1,002	0,90	25
23	K ₂ CO ₃	5	69,075	1,001	0,95	0
24	AlCl ₃	6	638,154	1,025	0,85	20
25	ZnCl ₂	7	95,390	1,002	0,90	0

ЗАВДАННЯ 6

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

За темою «Розчини електролітів. Водневий показник. Гідроліз солей» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- *розчини електролітів* – електроліти, електролітична дисоціація, схеми дисоціації кислот, основ, солей, кількісні характеристики процесу електролітичної дисоціації, їх взаємозв'язок і способи розрахунку; залежність ступеня дисоціації від природи речовин, їхньої концентрації, температури, закон розведення Оствальда; іонообмінні реакції в розчинах електролітів; сильні й слабкі електроліти, стан сильних електролітів у розчині, їхній уявний ступінь дисоціації; поняття про активну концентрацію й коефіцієнт активності;
- *колігативні властивості розчинів електролітів* – поняття про ізотонічний коефіцієнт; зниження тиску насиченої пари розчину, підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчину, осмос, осмотичний тиск;
- *водневий показник* – дисоціація води, йонний добуток води, водневий показник (рН), значення рН у нейтральних, кислих і лужних розчинах, розрахунок водневого показника (рН) розчинів сильних і слабких електролітів;
- *гідроліз солей* – гідроліз солей різного складу, кількісні характеристики процесу гідролізу, їх взаємозв'язок і способи розрахунку; фактори, що впливають на ступінь гідролізу, залежність константи гідролізу солі від сили кислоти й основи, які утворюють сіль; розрахунок константи гідролізу.

Теоретична частина

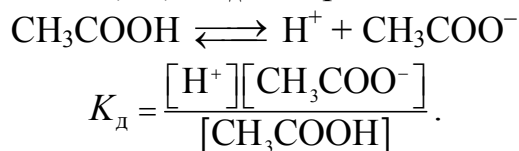
Електролітами називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Провідниками електричного струму в розчинах є позитивно заряджені (катіони) і негативно заряджені (аніони) частинки – йони. Вони утворюються внаслідок дисоціації молекул відповідного електроліту. До електролітів належать розчини кислот, основ і солей.

Електролітична дисоціація – процес розпаду молекул електроліту на йони під впливом полярних молекул розчинника. Дисоціація – процес оборотний. Електроліти різною мірою дисоціюють на йони. Кількісно повноту перебігу процесу дисоціації характеризують константою дисоціації і **ступенем дисоціації** α , який дорівнює відношенню кількості молекул електроліту, що розпалися на йони у розчині (n), до загальної кількості молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Величина ступеня дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і природи розчинника, від температури та концентрації розчину. Значення α знаходиться в інтервалі $0 \leq \alpha \leq 1$ або $0 \% \leq \alpha \leq 100 \%$. За величиною ступеня дисоціації у розчинах з молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л електроліти поділяють на сильні ($\alpha > 30 \%$) і слабкі ($\alpha < 3 \%$). До сильних електролітів належать майже всі розчинні солі, луги, деякі кислоти (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 тощо).

Оскільки процес дисоціації є оборотним, то для нього, як і для будь-якого оборотного процесу, можна записати константу рівноваги, яка в цьому випадку називається *константою дисоціації* K_d . Наприклад:



Величина K_d залежить тільки від природи речовин і температури.

Для **слабких електролітів** зв'язок між молярною концентрацією (c), ступенем дисоціації (α) і константою дисоціації (K_d) має вигляд:

$$K_d = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

де c – молярна концентрація електроліту, моль/л;

α – ступінь дисоціації.

Це рівняння є математичним виразом *закону розбавлення Оствальда*.

Для більшості слабких електролітів $\alpha \ll 1$, тому рівняння можна спростити:

$$K_d \approx c \cdot \alpha^2, \text{ звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}.$$

Це рівняння виражає залежність ступеня дисоціації слабого електроліту від концентрації (із збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту зменшується). Підвищення температури приводить до збільшення ступеня дисоціації.

Для розчинів сильних електролітів рівняння Оствальда застосовувати не можна, а для характеристики властивостей цих розчинів користуються поняттям **активності** a (замість концентрації c).

$$a = f c,$$

де a – активність йона;

c – фактична концентрація;

f – коефіцієнт активності (вносить поправку на взаємодію певного йона з навколишнім середовищем).

Для дуже розбавлених розчинів $f \approx 1$ і $a = c$.

Коефіцієнт активності можна розрахувати за рівнянням

$$\lg f = -0,5z^2 \sqrt{I},$$

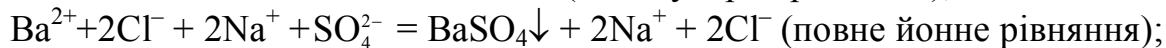
де z – заряд йона;

I – йонна сила розчину, яка визначається як половина суми добутків квадратів зарядів йонів на їхню концентрацію:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i^2 z_i^2.$$

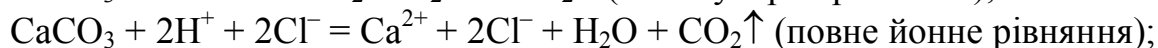
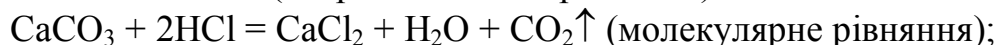
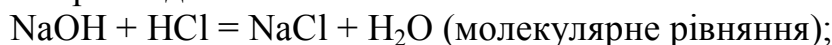
Хімічні реакції, що відбуваються в розчинах електролітів, можна зображувати у вигляді молекулярних та йонних рівнянь.

Наприклад:



При складанні йонного рівняння в молекулярному стані залишають осад, слабкий електроліт і летку сполуку, воду.

Наприклад:



Колігативні властивості розчинів – це властивості, які залежать від кількості частинок розчиненої речовини у розчині і не залежать від хімічної природи розчиненої речовини.

До числа колігативних властивостей розбавлених розчинів нелетких речовин відносять зниження тиску пари над розчином, підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів у порівнянні з чистим розчинником, осмотичний тиск у розчині.

Тиск пари над розчином. Тиск насиченої пари розчинника над розчином P дорівнює добутку його тиску над чистим розчинником P_0 на мольну частку розчинника χ_1 (закон Рауля): $P = P_0 \cdot \chi_1$.

Тиск пари розчинника над розчином P менший, ніж над чистим розчинником P_0 . Різницю між цими величинами називають *зниженням тиску пари над розчином*: $\Delta P = P_0 - P$.

Відношення величини зниження тиску пари над розчином до тиску насиченої пари над розчинником називають відносним зниженням тиску пари над розчином:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\Delta P}{P_0}.$$

Залежність зниження тиску пари нелетких речовин над розчинами від їхніх концентрацій підпорядковується **закону Рауля**: *відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини*.

Закон Рауля можна виразити рівнянням $\frac{\Delta P}{P_0} = \chi_2$,

де χ_2 – мольна частка розчиненої речовини.

Температура замерзання (кристалізації) розчину відповідає моменту виділення з нього першого кристала твердої фази (кристалізація розчинника). Температура кристалізації розчину нижча, ніж температура кристалізації розчинника.

Різниця між температурами кристалізації розчинника t_0 і розчину t називається зниженням температури кристалізації розчину:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t.$$

Згідно з наслідком із закону Рауля, *зниження температури кристалізації розчину пропорційне моляльності розчиненої речовини в розчині*:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = i \cdot K \cdot b(X) = i \cdot K \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де t_0 – температура кристалізації чистого розчинника, $^{\circ}\text{C}$;

t – температура кристалізації розчину, $^{\circ}\text{C}$;

K – криоскопічна константа (для води $1,86^{\circ}\text{C}/\text{моль}$);

$b(X)$ – моляльність розчиненої речовини, $\text{моль}/\text{кг}$;

$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г ;

$m(Y)$ – маса розчинника, г ;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, $\text{г}/\text{моль}$;

i – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа визначають за рівнянням:

$$i = 1 + \alpha(k - 1),$$

де α – ступінь дисоціації;

k – кількість йонів, на які дисоціює одна молекула електроліту.

Наприклад: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$, $k = 5$.

Температура кипіння розчину – це температура, за якої тиск її насиченої пари стає таким, що дорівнює зовнішньому тиску. Температура кипіння розчину вища, ніж температура кипіння чистого розчинника.

Різниця між температурами кипіння розчину t і розчинника t_0 називається підвищенням температури кипіння розчину:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = t - t_0.$$

Згідно з наслідком із закону Рауля підвищення температури кипіння розчину пропорційне моляльності розчиненої речовини у розчині:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = t - t_0 = i \cdot E \cdot b(X) = i \cdot E \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де t_0 – температура кипіння чистого розчинника, $^{\circ}\text{C}$;

t – температура кипіння розчину, $^{\circ}\text{C}$;

E – ебуліоскопічна константа (для води $0,52^{\circ}\text{C}/\text{моль}$);

$b(X)$ – моляльність розчиненої речовини, $\text{моль}/\text{кг}$;

$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г ;

$m(Y)$ – маса розчинника, г ;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, $\text{г}/\text{моль}$;

i – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

Осмотичний тиск у розчині. Осмос – це одностороння дифузія молекул розчинника у розчин крізь напівпроникну мембрану, або дифузія розчинника із розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією.

Тиск, який слід прикласти до розчину, щоб осмос припинився, називається **осмотичним тиском**.

Вант-Гофф встановив, що осмотичний тиск не залежить від природи компонентів, що містяться у розчині, і збільшується пропорційно концентрації розчиненої речовини $c(X)$ і температурі T . Коефіцієнт пропорційності R – це універсальна газова стала, отже:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot c(X) \cdot R \cdot T = i \cdot \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{р-ну}}} R T \text{ кПа},$$

де $P_{\text{осм}}$ – осмотичний тиск розчину, кПа;

$c(X)$ – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/л;

R – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/(моль·К);

T – температура, К;

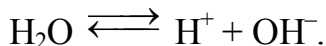
$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г ;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/ моль;

$V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину, л.

Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник

Чиста вода є дуже слабким електролітом, який в незначній мірі проводить електричний струм. Насправді, при 25 °С її ступінь електролітичної дисоціації дорівнює $1,8 \cdot 10^{-9}$, тобто дисоціює тільки одна молекула з 555 000 000 молекул води. Дисоціацію води можна записати таким чином:



Застосувавши до цієї реакції закон діючих мас, запишемо рівняння для константи дисоціації води:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}.$$

Йонний добуток води тоді буде дорівнювати

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{w}}$$

оскільки при 25°C $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$, а $[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000\text{г}}{18\text{г} / \text{моль} \cdot 1\text{л}} = 55,56 \text{ моль/л}$, то добуток $K_{\text{д}}[\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = 10^{-14}$.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ – йонний добуток води}$$

У нейтральному середовищі (чиста вода) $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$.

У кислому середовищі $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ (наприклад, $[\text{H}^+] = 10^{-6}, 10^{-5}, 10^{-4} \text{ моль/л}$).

У лужному середовищі $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ (наприклад, $[\text{H}^+] = 10^{-8}, 10^{-9}, 10^{-10} \text{ моль/л}$).

Зручніше оперувати не концентраціями йонів H^+ або OH^- (дуже малі дробові числа), а від'ємними логарифмами цих величин.

Водневий показник рН – від’ємний десятковий логарифм молярної концентрації йонів H^+ :

$$pH = -\lg[H^+].$$

Гідроксидний показник рОН – від’ємний десятковий логарифм молярної концентрації йонів OH^- :

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

Якщо, наприклад, $[H^+] = 10^{-7}$, то $pH = -\lg 10^{-7} = 7$. Тому в нейтральному водному розчині $pH = 7$, в кислому – $pH < 7$, в лужному – $pH > 7$.

Взаємозв’язок рН і рОН описується рівнянням

$$pH + pOH = 14.$$

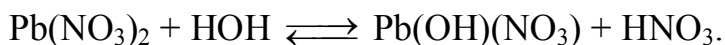
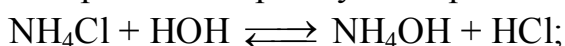
Гідроліз солей

Слово «гідроліз» буквально означає «розкладання водою». Гідролізом називається усяка взаємодія речовини з водою обмінного характеру, під час якої складові частини речовини з’єднуються зі складовими частинами води. Гідролізуватися можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо.

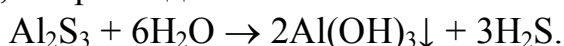
Гідроліз солі є результатом взаємодії йонів солі з молекулами води, що утворюють їх гідратні оболонки.

Реакція обміну між йонами розчиненої солі та йонами води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт, називається гідролізом солі.

Більшість реакцій гідролізу – оборотні:



Якщо основа чи кислота, що утворюють сіль, є не тільки слабкими електролітами, але й малорозчинними, або нестійкими і розкладаються з утворенням летких продуктів, то в цьому випадку гідроліз солі перебігає незворотно, наприклад:

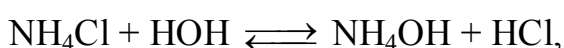


Здатність солей гідролізуватися залежить від властивостей йонів, що утворюють сіль, і від зовнішніх факторів (температури, концентрації солі в розчині).

Слід підкреслити, що солі, які утворені сильними кислотами і сильними основами (наприклад, $NaCl$, KNO_3 , $BaCl_2$, K_2SO_4 , $NaClO_4$ тощо) не піддаються гідролізу. При розчиненні у воді вони розпадаються на катіони сильних основ і аніони сильних кислот, які не здатні при взаємодії з водою утворити молекули слабких електролітів. Водні розчини таких солей мають нейтральну реакцію середовища ($pH = 7$).

Гідроліз за катіоном

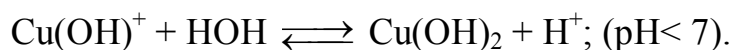
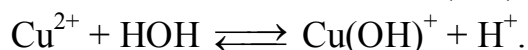
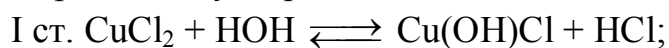
Солі, що утворені слабкими основами і сильними кислотами, гідролізуються за катіоном:



або в йонному вигляді:



Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні катіони, перебігає ступінчасто через стадії утворення основних солей:

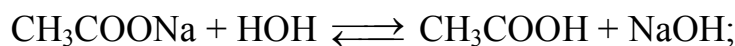


Накопичення йонів H^+ зміщує рівновагу в бік вихідних речовин, тому гідроліз майже повністю припиняється на перших стадіях. Більш повному гідролізу сприяє розбавлення розчину і підвищення температури. У такому випадку можна враховувати гідроліз і за другим ступенем.

Водні розчини солей, утворених слабкими основами і сильними кислотами, мають кислу реакцію середовища ($\text{pH} < 7$).

Гідроліз за аніоном

Солі, що утворені слабкими кислотами і сильними основами, гідролізуються за аніоном:

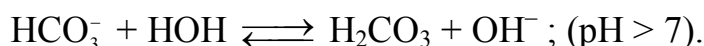
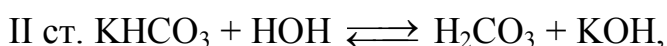
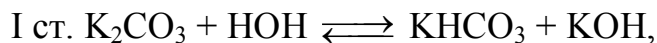


або в йонному вигляді:



Отже, CH_3COO^- , як йони слабкої кислоти взаємодіють з водою, відтягують від неї Гідроген і утворюють слабкий електроліт (ацетатну кислоту).

Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні аніони, перебігає ступінчасто:

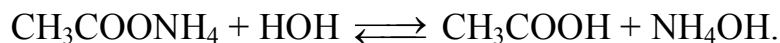


За другим ступенем гідроліз відбувається значно меншою мірою.

Водні розчини солей, утворених слабкими кислотами і сильними основами, мають лужну реакцію середовища ($\text{pH} > 7$).

Гідроліз за катіоном і аніоном

Солі, що утворені слабкими основами і слабкими кислотами, гідролізуються і за катіоном, і за аніоном. Гідроліз може відбуватися значною мірою:



Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти і основи, які утворилися (від їх констант дисоціації). Розчин ацетату амонію має нейтральну реакцію середовища, оскільки $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx K_d(\text{NH}_4\text{OH})$.

Якщо $K_d(\text{основи}) > K_d(\text{кислоти})$, то $\text{pH} > 7$,

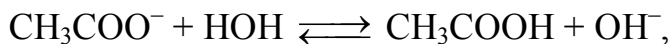
у випадку $K_d(\text{основи}) < K_d(\text{кислоти})$ – $\text{pH} < 7$.

Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем і константою гідролізу.

Ступінь гідролізу (h) показує частку гідролізованих молекул і визначається відношенням числа молів солі, що піддалися гідролізу, до

загального числа молів солі. Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації і температури розчину. Із розбавленням і підвищенням температури розчину ступінь гідролізу солі зростає. Повніше характеризує гідроліз **константа гідролізу** (K_r), яка є константою рівноваги відносно реакції гідролізу.

Наприклад, для CH_3COONa (сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою), гідроліз якого відбувається за рівнянням:



згідно з законом діючих мас, можна записати константу гідролізу K_r у такому вигляді:

$$K_r = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}. \quad (7.1)$$

Домножимо чисельник і знаменник рівняння (7.1) на $[\text{H}^+]$, тоді з урахуванням того, що $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$ рівняння буде мати вигляд:

$$K_r = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_d(\text{CH}_3\text{COOH})}.$$

Для NH_4Cl (сіль утворена сильною кислотою і слабкою основою) K_r буде розраховуватися як $K_r = \frac{K_w}{K_d(\text{NH}_4\text{OH})}$.

Для $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (сіль утворена слабкими кислотою і основою) K_r буде розраховуватися як $K_r = \frac{K_w}{K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot K_d(\text{NH}_4\text{OH})}$.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Обчисліть концентрацію йонів гідрогену і значення рН в 0,3 М розчині нітритної кислоти, якщо за температури 25 °С константа дисоціації її дорівнює $4 \cdot 10^{-4}$.

Розв'язання

Електролітична дисоціація нітритної кислоти перебігає за рівнянням $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$. Ступінь дисоціації нітритної кислоти, як слабого електроліту, розраховуємо за рівнянням:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c(\text{HNO}_2)}} = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 3,65 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація йонів гідрогену в розчині слабкої нітритної кислоти $[\text{H}^+] = \alpha \cdot c(\text{HNO}_2) = 3,65 \cdot 10^{-2} \cdot 0,3 = 1,1 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Значення водневого показника

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(1,1 \cdot 10^{-2}) = 1,96.$$

Приклад 2. За якої температури буде кристалізуватися 5 % розчин натрій хлориду? Вважати $\alpha = 1$, криоскопічна константа води $K = 1,86$.

Розв'язання

$$\Delta t_{\text{кр.}} = (t_0 - t) = i \cdot K \cdot b(X) = i \cdot K \cdot \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)}.$$

Для реакції $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, $k = 2$, тоді ізотонічний коефіцієнт розраховується як $i = 1 + \alpha(k - 1) = 1 + 1(2 - 1) = 2$.

$\omega(\text{NaCl}) = 5\%$. Якщо прийняти масу розчину 100 г, то $m(\text{NaCl}) = 5$ г, $m(\text{H}_2\text{O}) = 100 - 5 = 95$ г. $M(\text{NaCl}) = 58$ г/моль.

$$\Delta t_{\text{кр.}} = 2 \cdot 1,86 \frac{5 \cdot 1000}{58 \cdot 95} = 3,375^\circ\text{C}.$$

Вода кристалізується при 0°C , отже, температура кристалізації розчину буде $t = 0 - \Delta t_{\text{кр.}} = 0 - 3,375 = -3,375^\circ\text{C}$.

Виконати завдання

Завдання 6.1. Для наведених нижче речовин: а) скласти рівняння дисоціації; б) розрахувати ступінь дисоціації, рН розчину, ізотонічний коефіцієнт (для багатоосновних кислот розрахунок проводити за константою дисоціації I ступеня); в) для кислот розрахувати концентрацію іонів H^+ , для основ – іонів OH^- .

Номер варіанта	Формула речовини	Назва речовини	Константа дисоціації за першим ступенем K1	Концентрація, моль/л
1	2	3	4	5
1	HF	фторидна кислота	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,1
2	HCOOH	форміатна кислота	$1,8 \cdot 10^{-4}$	0,001
3	HNO ₂	нітритна кислота	$4 \cdot 10^{-4}$	0,001
4	HIО ₃	йодатна кислота	$2,3 \cdot 10^{-11}$	0,01
5	HBO ₂	метаборатна кислота	$7,5 \cdot 10^{-10}$	0,01
6	H ₂ SO ₃	сульфітна кислота	$1,6 \cdot 10^{-2}$	0,1
7	HCN	ціанідна кислота	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,01
8	AgOH	аргентум гідроксид	$5,0 \cdot 10^{-5}$	0,001
9	C ₆ H ₄ OHCOOH	саліцилатна кислота	$1,1 \cdot 10^{-3}$	0,001
10	HClO	гіпохлоритна кислота	$5,0 \cdot 10^{-8}$	0,01
11	H ₃ BO ₃	ортоборатна кислота	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,01
12	LiOH	літій гідроксид	$6,8 \cdot 10^{-2}$	0,1
13	H ₂ S	сульфідна кислота	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,001
14	H ₂ CO ₃	карбонатна кислота	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,001
15	HBrO	гіпобромітна кислота	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,01
16	H ₃ PO ₄	ортофосфатна кислота	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,01
17	H ₃ PO ₃	ортофосфітна кислота	$7,1 \cdot 10^{-2}$	0,1
18	H ₂ C ₂ O ₄	оксалатна кислота	$5,4 \cdot 10^{-2}$	0,1
19	C ₃ H ₇ COOH	масляна кислота	$1,5 \cdot 10^{-5}$	0,01
20	CH ₃ COOH	ацетатна кислота	$9,6 \cdot 10^{-4}$	0,1
21	Pb(OH) ₂	плюмбум гідроксид	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,001

Продовження таблиці

1	2	3	4	5
22	C ₂ H ₅ COOH	пропіонатна кислота	$1,3 \cdot 10^{-5}$	0,1
23	C ₆ H ₅ COOH	бензоатна кислота	$6,1 \cdot 10^{-5}$	0,1
24	H ₂ TeO ₄	теллуратна кислота	$2,5 \cdot 10^{-8}$	0,01
25	NH ₄ OH	амонію гідроксид	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,01

Завдання 6.2. Для наведених нижче солей: а) скласти рівняння гідролізу; б) вказати значення рН (більше, менше або дорівнює 7) у розчині солі; в) розрахувати константу гідролізу солі, використовуючи значення констант дисоціації слабких електролітів наведених у завданні 1.

Номер варіанта	Речовина	Номер варіанта	Речовина	Номер варіанта	Речовина
1	Na ₃ BO ₃	9	NaF	17	NH ₄ Cl
2	K ₂ S	10	NH ₄ I	18	KCN
3	(NH ₄) ₂ CO ₃	11	C ₂ H ₅ COONa	19	C ₆ H ₅ COOK
4	NaNO ₂	12	K ₃ PO ₄	20	NH ₄ NO ₃
5	Na ₂ CO ₃	13	LiF	21	C ₆ H ₄ OHCOOK
6	NaBO ₂	14	KF	22	K ₂ CO ₃
7	NH ₄ F	15	Na ₂ S	23	K ₂ C ₂ O ₄
8	Na ₃ PO ₄	16	Na ₂ C ₂ O ₄	24	KNO ₂
				25	CH ₃ COONa

Завдання 6.3. За даними таблиці завдання 5 для наведених речовин розрахувати температури кипіння, замерзання і осмотичний тиск розчинів.

ЗАВДАННЯ 7

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

За темою «Окисно-відновні реакції» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- ступінь окиснення елементів, процеси окиснення і відновлення; найважливіші окисники і відновники;
- окисно-відновні реакції, їх класифікація;
- визначення стехіометричних коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях методом електронного балансу та методом напівреакцій.

Теоретична частина

Окисно-відновні реакції – це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, обчислений у припущенні, що молекула складається з йонів і в цілому електронейтральна.

Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може мати позитивне, негативне, нульове і дробове значення. Це значення зі знаком плюс чи мінус

перед арабською цифрою зазначається над символом елемента: $\overset{+3}{\text{Al}}$, $\overset{-1}{\text{Cl}}$,
 $\overset{0}{\text{H}_2}$, $\overset{+1}{\text{Na}}$ $\overset{-1/2}{\text{O}_2}$.

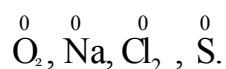
При позначенні заряду йона спочатку пишеться число, а потім – знак; заряд йона записують праворуч від нього: Al^{3+} , Cl^- .

Розрахунок ступеня окиснення

При обчисленні ступенів окиснення елементів слід пам'ятати, що:

1. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, завжди дорівнює нулю, а у багатоатомних йонах сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює заряду йона.

2. Ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю:



3. Атоми металів у сполуках проявляють позитивний ступінь окиснення.

Ступінь окиснення лужних металів в усіх сполуках дорівнює +1, а лужноземельних +2.

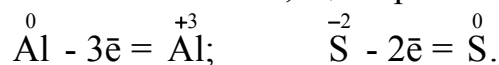
4. Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює +1 (крім гідридів металів NaH , BaH_2 тощо, де ступінь окиснення Гідрогену –1).

5. Ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює –2. Винятком є пероксидні сполуки, де Оксиген має ступінь окиснення –1: H_2O_2 , Na_2O_2 ; надпероксидаи (–1/2): KO_2 ; фторид оксигену (+2): OF_2 .

6. Флуор в усіх сполуках має ступінь окиснення –1.

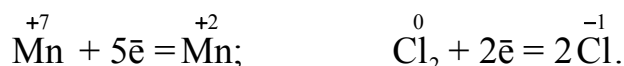
У загальному випадку величину та знак ступеня окиснення атомів визначають, порівнюючи електронегативності елементів, які входять до складу сполуки. Найбільш електронегативний атом має негативний ступінь окиснення, а атом з меншою електронегативністю – позитивний ступінь окиснення.

Окиснення – це процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що втратили електрони, зростає:



Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються **відновниками**, самі ж вони окиснюються.

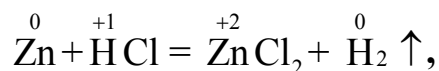
Відновлення – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном, унаслідок чого ступінь окиснення елементів, що приєднали електрони, зменшується:



Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**, самі ж вони відновлюються.

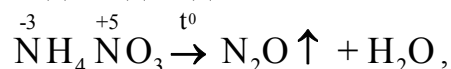
Класифікація окисно-відновних реакцій

- **Міжмолекулярні реакції** – реакції, в яких елемент окисник і елемент відновник входять до складу різних молекул, наприклад:



де Zn – відновник; HCl – окисник.

- **Внутрішньомолекулярні реакції** – реакції, в яких елемент-окисник і елемент-відновник входять до однієї і тієї ж молекули, наприклад:



$\overset{-3}{\text{N}}$ – відновник; $\overset{+5}{\text{N}}$ – окисник.

- **Реакції диспропорціонування або самоокислення-самовідновлення** – один і той же елемент відіграє і роль окисника, і роль відновника, наприклад:



$\overset{0}{\text{Cl}_2}$ є і відновником, і окисником.

Для визначення стехіометричних коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій використовують метод електронного балансу або метод напівреакції.

Алгоритм складання реакції методом електронного балансу наведено в Прикладі 3, а метод напівреакцій розглянуто в Прикладі 4.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Визначте ступінь окиснення хлору в наступних сполуках:

Cl_2O , HCl, NaClO, KClO_4 , HClO_3 .

Розв'язання. Позначимо ступінь окиснення хлору через x . Пам'ятаючи, що ступінь окиснення Гідрогену й лужних металів дорівнює +1, Оксигену – 2, а сумарний ступінь окиснення будь-якої сполуки є нульовим, одержимо:

$$\text{Cl}_2\text{O} \quad 2x + (-2) = 0 \quad x = +1;$$

$$\text{HCl} \quad (+1) + x = 0 \quad x = -1;$$

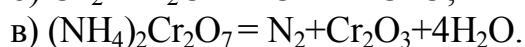
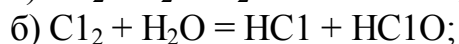
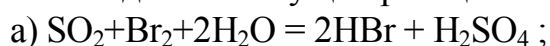
$$\text{NaClO} \quad (+1) + x + (-2) = 0 \quad x = +1;$$

$$\text{KClO}_4 \quad (+1) + x + 4(-2) = 0 \quad x = +7;$$

$$\text{HClO}_3 \quad (+1) + x + 3(-2) = 0 \quad x = +5.$$

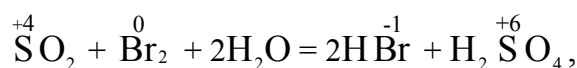
Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою із знаком «+» або «-» і ставиться над символом хімічного елемента: $\overset{+1}{\text{Cl}_2}\text{O}$; $\text{Na}\overset{+1}{\text{ClO}}$; $\text{K}\overset{+7}{\text{ClO}_4}$; $\overset{+5}{\text{HClO}_3}$.

Приклад 2. Які речовини і за рахунок яких елементів виконують роль окисників і відновників у цих реакціях:



Розв'язання

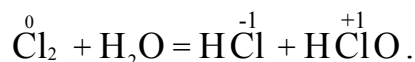
Реакція а) належить до реакцій міжмолекулярного окиснення-відновлення. Знаходимо елементи, що змінюють ступінь окиснення:



ступінь окиснення змінюють Сульфур і Бром.



Реакція б) належить до реакцій диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення):

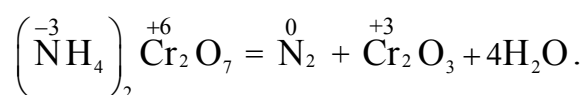


Запишемо дві напівреакції:



Cl₂ одночасно є і відновником, і окисником.

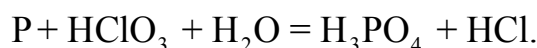
Реакція в) належить до реакцій внутрішньомолекулярного окиснення - відновлення



Запишемо дві напівреакції:



Приклад 3. Методом *електронного балансу* розставити коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



Розв'язання

Алгоритм складання рівнянь методом електронного балансу

При складанні рівнянь методом електронного балансу виходять з того, що сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;

Алгоритм складання рівнянь методом електронного балансу такий:

а) записують схему окисно-відновної реакції;

б) визначають атоми елементів, які змінюють свій ступінь окиснення;

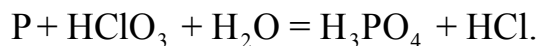
в) записують рівняння окиснення та відновлення, в яких розраховують кількість електронів, відданих відновником і приєднаних окисником;

г) зрівнюють кількості прийнятих і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого спільного кратного, для коефіцієнтів (кількість електронів) у процесах окиснення й відновлення;

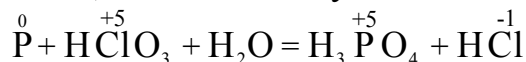
д) знайдені коефіцієнти підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах.

е) підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.

Скористаємося наведеним вище алгоритмом для конкретної реакції:

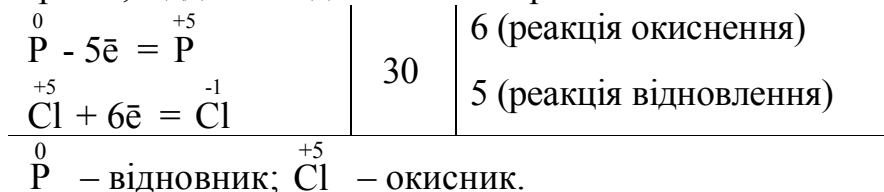


1. Визначимо елементи, що змінили ступінь окиснення



Ступінь окиснення змінюють Фосфор і Хлор.

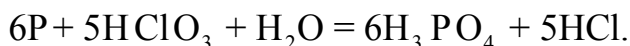
2. Запишемо рівняння окиснення і відновлення, в яких розраховують кількість електронів, відданих відновником і прийнятих окисником:



3. Розрахунок коефіцієнтів у рівнянні реакції.

Кількість електронів, прийнятих окисником повинна дорівнювати кількості електронів, відданих відновником. Тому знаходимо *найменше спільне кратне* для кількості відданих і прийнятих електронів (для чисел 6 і 5 це число 30). Ділимо найменше спільне кратне на кількість електронів і одержуємо множники – коефіцієнти для кожного з рівнянь. Отже, перше рівняння потрібно помножити на 6, а друге – на 5.

4. Знайдені коефіцієнти підставляємо в рівняння реакції :

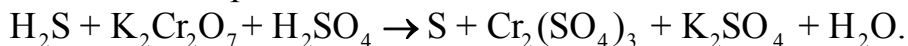


5. Підбираємо коефіцієнти для решти учасників реакції. Порівняння лівої і правої частин рівняння показує, що для повного матеріального балансу в лівій частині перед H_2O треба виставити коефіцієнт 9. Тоді в остаточному вигляді має місце таке рівняння:



6. Правильність значень підібраних коефіцієнтів перевіряють за балансом атомів Оксигену: в лівій частині кількість атомів Оксигену 24, у правій – також 24.

Приклад 4. Методом напівреакцій визначити стехіометричні коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:

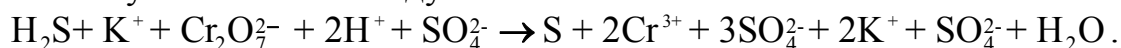


Розв'язання

Метод напівреакцій (йонно-електронний метод) використовують для написання окисно-відновних реакцій, які відбуваються у водних розчинах. Цей метод враховує взаємодію між молекулами або йонами, які реально існують у середовищі. Процеси окиснення та відновлення записують у вигляді йонних напівреакцій, враховуючи дисоціацію речовин.

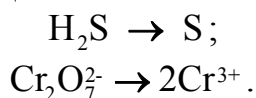
Запишемо наведену вище реакцію в йонно-молекулярній формі, пам'ятаючи, що сильні електроліти слід записувати у вигляді йонів, а

неелектроліти, слабкі електроліти, гази і осаді – у вигляді молекул. Тож рівняння набуває такого вигляду:



Вочевидь, що в розчині (у кислому середовищі H^+) протікають процеси окиснення H_2S до S і відновлення $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ до Cr^{3+} .

Запишемо схеми цих реакцій:

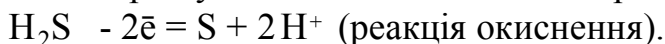


У правильно складених реакціях повинно мати місце збереження як числа атомів, так і числа електричних зарядів у вихідних речовинах і продуктах реакції.

Тому, для збереження матеріального балансу схема першого рівняння реакції повинна мати такий вигляд:



Для зрівнювання зарядів слід від лівої частини схеми рівняння відняти два електрони, після чого стрілку можна замінити на знак рівності:



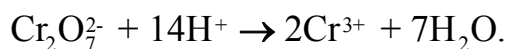
відновник

Це перша напівреакція.

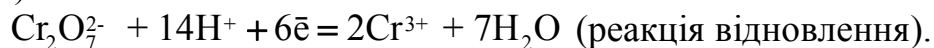
Слід пам'ятати, що в окисно-відновних реакціях велику роль відіграє характер середовища:

- у кислому середовищі надлишкові атоми Оксигену зв'язують йонами H^+ – на кожний надлишковий атом Оксигену додають два H^+ , а в другу частину рівняння — відповідну кількість H_2O ;
- у лужному і нейтральному середовищах надлишкові атоми Оксигену зв'язують водою – на кожний надлишковий атом Оксигену додають молекулу H_2O , а у протилежний бік рівняння — вдвічі більшу кількість йонів OH^- .

Розглянемо схему другої напівреакції. Оскільки реакція перебігає в кислому середовищі, то схема її матеріального балансу виглядатиме таким чином:



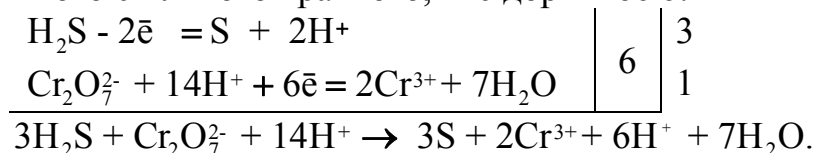
Для зрівнювання зарядів лівої і правої частин треба до лівої частини схеми реакції (заряд +12) додати 6 електронів, щоб це відповідало заряду правої частини (+6):



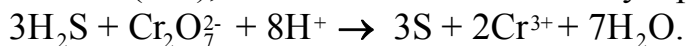
окисник

Це друга напівреакція.

Для складання загального рівняння треба скласти ліві й праві частини обох рівнянь, попередньо зрівнявши кількість відданих і прийнятих електронів, виходячи з найменшого спільного кратного, яке дорівнює 6:



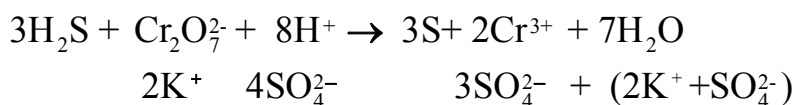
Підібравши подібні члени (H^+), маємо повне йон - молекулярне рівняння:



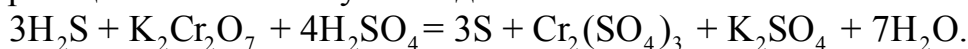
Перевіряємо правильність складання цього рівняння – число атомів і зарядів у лівій і правій частинах рівняння повинні бути однаковими.

Для цього підраховуємо число атомів кожного елемента в лівій і правій частинах рівняння. Число атомів в лівій і правій частинах рівняння однакові (H-14, S-3, Cr-2, O-7). Сума зарядів у лівій і правій частинах рівняння також однакова (+6). Отже, повне йонно-електронне рівняння окисно-відновної реакції складене правильно.

Допишуємо до аніонів і катіонів відповідні їм катіони та аніони, а також, якщо необхідно, для повного матеріального балансу дописуємо у праву частину рівняння катіони і аніони, які є у лівій частині рівняння, проте відсутні у правій:



Після поєднання відповідних катіонів і аніонів отримуємо рівняння окисно-відновної реакції в остаточному вигляді:



Виконати завдання

Методом електронного балансу і методом напівреакцій розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях; вказати відновник і окисник; реакції окиснення і відновлення:

	Схема окисно-відновної реакції
1	1) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2	1) $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
3	1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{FeCl}_2 + \text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
4	1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	1) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	1) $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$ 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
7	1) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

	Схема окисно-відновної реакції
8	1) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$ 2) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
9	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$ 2) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	1) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{PtCl}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
11	1) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
12	1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
13	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
14	1) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15	1) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$
16	1) $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{SO}_2 + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2$
17	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18	1) $\text{HNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
19	1) $\text{KI} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{CuI} + \text{KCl}$ 2) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
20	1) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HCl} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
21	1) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
22	1) $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$
23	1) $\text{KNO}_2 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HCl}$ 2) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
24	1) $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
25	1) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

ЗАВДАННЯ 8

МЕТАЛИ. ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

За темою "Метали. Фізичні й хімічні властивості металів" студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- загальні відомості про метали, класифікація металів, розміщення металів у періодичній системі;
- особливості будови атомів металів, металічний зв'язок, характерні фізичні та хімічні властивості металів, ряд напруг металів.

Загальні відомості про метали

Метали складають більшість елементів періодичної системи. З відкритих 118 хімічних елементів 96 – метали. Історично склався геохімічний поділ металів на чорні (залізо Fe, марганець Mn, хром Cr) і кольорові (решта металів).

Насправді існує багато класифікацій металів – залежно від характерної ознаки, яка розглядається (за поширенням у природі, за фізичними властивостями тощо). При цьому один і той самий метал може одночасно належати до різних класифікаційних груп. З точки зору хімії найважливішою є класифікація на підставі електронної будови атомів. До металів відносять:

- s-елементи – лужні та лужноземельні метали, а також Магній Mg і Берилій Be;
- p-елементи – Алюміній Al, Галій Ga, Індій In, Талій Tl (головна підгрупа III групи), Германій Ge, Олово Sn, Свинець Pb (головна підгрупа IV групи), Бісмут Bi (головна підгрупа V групи), Полоній Po (головна підгрупа VI групи);
- d-елементи – елементи побічних підгруп I-VIII груп періодичної системи;
- f-елементи – лантаноїди і актиноїди.

Для всіх металів характерні такі загальні фізичні ознаки:

- за звичайних умов усі метали (за винятком ртуті) є твердими кристалічними речовинами;
- низька електронегативність порівняно з неметалами;
- металевий блиск;
- висока електро- та теплопровідність;
- пластичність та ковкість;
- висока температура плавлення (крім лужних металів та ртуті).

Такі спільні фізичні властивості металів обумовлені наявністю у них особливого типу хімічного зв'язку – *металевого (металічного)*. Більшість металів мають кристалічну структуру, яку можна представити у вигляді кристалічної ґратки, у вузлах якої знаходяться атоми або позитивні йони, а в міжвузлях – валентні електрони ("електронний газ"), які здійснюють зв'язок між йонами і легко пересуваються усередині кристалу (рис.2). Навіть невелике збудження призводить до міграції електронів. Цим пояснюється висока тепло- і електропровідність металів.

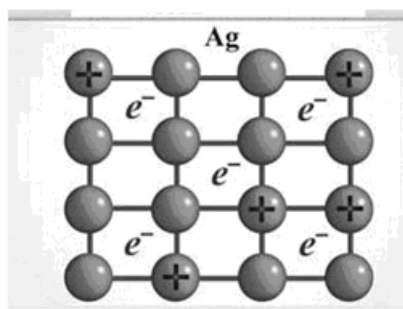
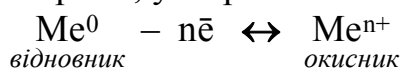


Рисунок 2 – Кристалічна гратка металу

Хімічні властивості металів

Атоми елементів-металів на зовнішньому енергетичному рівні містять невелику кількість електронів – від одного до трьох, зрідка – чотири. Намагаючись набутися стійкої електронної конфігурації інертних газів, металічні елементи легко віддають електрони, утворюючи катіони:



За своїми хімічними властивостями всі метали є відновниками. Чим менше електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні і чим більший радіус атома, тим легше атом металічного елемента перетворюється на відповідний катіон. За цієї причини, в періодах при збільшенні заряду атомного ядра, металічні властивості зменшуються, а в групах, в головних підгрупах (зверху вниз) – збільшуються.

Російським вченим М. М. Бекетовим на основі експериментальних дослідів був складений витискувальний ряд (ряд напруг) металів, який характеризує відновну активність металів:

Відновні властивості металів знижуються

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

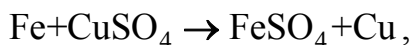
Окисні властивості йонів металів зростають

Ряд активностей металів дозволяє прогнозувати перебіг хімічних реакцій за участю металів:

1. Зліва направо відновні (металеві) властивості металів зменшуються – найсильнішим відновником є літій, а найслабшим – золото;

2. Зліва направо окисні властивості йонів металів зростають, тож йон Au³⁺ – найсильніший окисник, а йон Li⁺ – найслабший окисник;

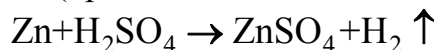
3. Метали (крім лужних і лужноземельних) витісняють наступні в ряду метали з водних розчинів їх солей. Наприклад, залізо може витіснити мідь з розчинів її солей:



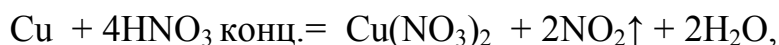
проте Cu залізо з FeSO₄ витіснити не буде.

Більш активні лужні і лужноземельні метали, занурені в розчини солей інших металів, будуть реагувати безпосередньо з водою.

4. Метали, що стоять у ряді напруг лівіше водню, здатні витіснити його з розчинів розбавлених кислот (крім кислот-окислювачів):



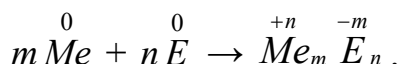
З кислотами – сильними окисниками метали реагують незалежно від їх положення в ряду активності, при цьому відновлюється не водень, а кислотоутворюючий елемент:



Метали від літію до алюмінію прийнято вважати сильними або активними відновниками, від титану до плюмбуму – відновниками середньої активності, а розташовані у ряді напруг після водню – слабкими або малоактивними відновниками.

Метали здатні реагувати з неметалами, водою, кислотами і солями. У всіх цих випадках метали є відновниками, вони окислюються.

1. Взаємодія металів з елементами–неметалами (E) з утворенням відповідної бінарної сполуки згідно з схемою:



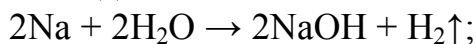
Легкість взаємодії залежить від відновної здатності металу та окисної активності неметалу – чим значнішими вони є, тим легше відбувається взаємодія. В таблиці 2 наведені реакції взаємодії металів з неметалами.

Таблиця 1 – Взаємодія металів з неметалами

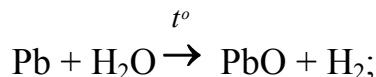
Реагент	Рівняння реакції	Продукт	Метали, що реагують
Водень	$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$	Гідрид	Метали ІА і ІІА груп (окрім Be).
Кисень	$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}_2$	Оксид Оксид Пероксид	Усі, крім золота, срібла та платинових металів (платиноїди)
Хлор	$\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$ $2\text{Au} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AuCl}_3$	Хлорид	Усі
Сірка	$\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$	Сульфід	Усі, крім золота і платиноїдів
Азот	$6\text{Na} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{N}$ $2\text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{AlN}$	Нітрид	Лужні, лужноземельні, магній
Фосфор	$3\text{Ca} + 2\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$	Фосфід	Більшість
Вуглець	$\text{Mg} + 2\text{C} \rightarrow \text{MgC}_2$ $4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$	Карбід	Більшість
Кремній	$2\text{Ca} + \text{Si} \rightarrow \text{Ca}_2\text{Si}$	Силіцид	Більшість

2. Взаємодія металів з водою

а) *Активні* метали, що знаходяться в ряду активності металів до Mg, реагують з водою з утворенням лугів та водню:



б) метали *середньої* активності від Al до H₂ реагують із водою в більш жорстких умовах (наприклад, при нагріванні) з утворенням оксидів й водню:



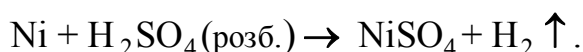
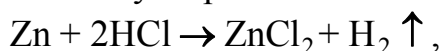
в) *малоактивні* метали, які містяться після H₂ в ряду напруг металів, з водою не реагують ні за яких умов.

3. Взаємодія металів з кислотами

Продукти взаємодії металів з кислотами залежать від активності металу, виду і концентрації кислоти, температури.

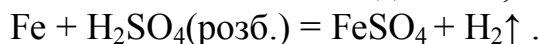
Кислоти умовно можна розділити на 2 групи:

I група – кислоти, що мають невисоку окислювальну здатність: HCl, HBr, HI, H₂SO₄(розб.), H₃PO₄, H₂S, CH₃COOH. В них окисником є йони H⁺. При взаємодії цих кислот з металами утворюються солі й виділяється водень:



З кислотами першої групи реагують метали, що стоять в ряду активності лівіше водню.

Метали, які мають *змінний* ступінь окиснення, хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами окиснюються, як правило, до *нижчих* ступенів окиснення, наприклад, залізо Fe окиснюється до Fe²⁺, а не до Fe³⁺:



Плюмбум практично не взаємодіє з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами, оскільки на його поверхні утворюється щільна нерозчинна плівка хлориду або сульфату плюмбуму(II).

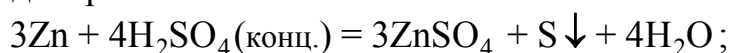
II група – кислоти, що володіють високою окислювальною здатністю: HNO₃(розб.), HNO₃(конц.), H₂SO₄(конц.). В цих кислотах окисниками є кислотоутворюючий елемент.

У **концентрованій сульфатній кислоті** окисником є сульфат-іон SO₄²⁻, в якому Сульфур знаходиться в ступені окиснення +6. Залежно від активності металу, сульфатна кислота може відновлюватися до гідроген сульфід⁻² H₂S, сірки⁰ S або сульфур(IV) оксиду⁺⁴ SO₂:

а) в результаті взаємодії *активних* металів з концентрованою сульфатною кислотою утворюються сіль, вода і переважно H₂S:



б) метали *середньої* активності відновлюють концентровану сульфатну кислоту переважно до сірки:



в) *малоактивні* метали відновлюють концентровану сульфатну кислоту переважно до SO_2 , наприклад:



г) метали *змінної* валентності концентрованою сульфатною кислотою окиснюються, як правило, до вищого ступеня окиснення, наприклад:

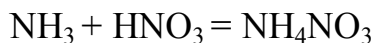


Благородні метали з концентрованою сульфатною кислотою не взаємодіють ні за яких умов.

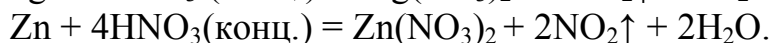
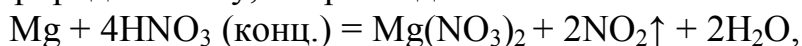
Метали (Al, Fe, Cr, Ni, Ti, V та ін.) за звичайних умов не взаємодіють з концентрованою сульфатною кислотою (пасивуються). Тому, наприклад, концентровану сульфатну кислоту можна зберігати в ємкостях із звичайної нелегованої сталі.

Чим лівіше в ряді напруг знаходиться метал, тим повніше відновлюється сульфатна кислота.

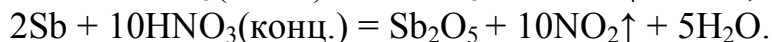
Окисником в **нітратній кислоті** є нітрат – іони NO_3^- з Нітрогеном в ступені окиснення +5. В результаті взаємодії металів з нітратною кислотою водень не виділяється. Нітратна кислота окиснює усі метали, за винятком самих неактивних (Au, Pt). В результаті реакції утворюються сіль, вода і продукти відновлення Нітрогену(+5): $\overset{-3}{\text{N}}\overset{0}{\text{H}}_4^+, \overset{0}{\text{N}}_2, \overset{+1}{\text{N}}_2\text{O}, \overset{+2}{\text{N}}\text{O}, \overset{+3}{\text{H}}\text{NO}_2, \overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$. Вільний амоніак не виділяється, оскільки він взаємодіє з нітратною кислотою, утворюючи нітрат амонію:



В результаті взаємодії металів з концентрованою нітратною кислотою (30-60 % HNO_3) продуктом відновлення HNO_3 є переважно нітроген(IV) оксид, незалежно від природи металу, наприклад:



Метали змінної валентності під час взаємодії з концентрованою нітратною кислотою окиснюються до вищого ступеня окиснення. Метали, які окиснюються до ступеня окиснення +4 і вище, утворюють кислоти або оксиди. Наприклад:



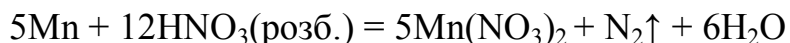
У концентрований нітратній кислоті пасивуються алюміній, хром, залізо, нікель, кобальт, титан і деякі інші метали. Після обробки нітратною кислотою ці метали не взаємодіють і з іншими кислотами.

У результаті взаємодії металів з *розбавленою* нітратною кислотою продукт її відновлення залежить від відновних властивостей металу: чим активніший метал, тим в більшій мірі відновлюється нітратна кислота.

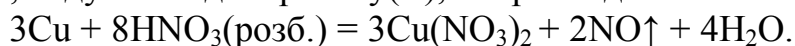
Активні метали відновлюють розбавлену нітратну кислоту максимально, тобто утворюється сіль, вода і NH_4NO_3 , наприклад:



Метали *середньої* активності під час взаємодії з розбавленою нітратною кислотою утворюють сіль, воду і азот або N_2O . Чим лівіше метал в цьому інтервалі (чим ближче до алюмінію), тим ймовірніше утворення азоту, наприклад:



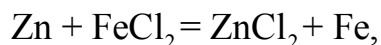
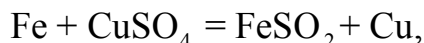
Малоактивні метали під час взаємодії з розбавленою нітратною кислотою утворюють сіль, воду і оксид нітрогену(II), наприклад:



Але рівняння реакцій у цих прикладах є умовними, оскільки насправді виходить суміш сполук Нітрогену. Причому, чим вищою є активність металу і нижчою концентрація кислоти, тим нижчим є ступінь окиснення Нітрогену в тому продукті, якого утворюються більше від інших.

4. Взаємодія металів із солями

Більш активні метали здатні витіснити менш активні з водних розчинів їх солей:



Виконати завдання

Завдання 8.1. Здійсніть перетворення, дайте назву всім речовинам:

Номер варіанта	Схема перетворень
1	2
1	$Be \rightarrow BeCl_2 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2[Be(OH)_4] \rightarrow BeSO_4$
2	$Ca \rightarrow CaH_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$
3	$Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow BaO$
4	$Mn \rightarrow MnCl_2 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow Mn(OH)_4 \rightarrow MnCl_2$
5	$Fe \rightarrow FeO \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Na_2Fe(OH)_4$
6	$Co \rightarrow Co(NO_3)_2 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow Co(OH)_3 \rightarrow CoCl_2$
7	$Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2$
8	$Ag \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag_2S \rightarrow Na[Ag(CN)_2]$
9	$Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow Ni(OH)_3 \rightarrow NiCl_2$
10	$Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4$
11	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4]$
12	$FeSO_4 \rightarrow Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3$
13	$Sr \rightarrow SrH_2 \rightarrow Sr(OH)_2 \rightarrow SrCO_3 \rightarrow SrSO_4$
14	$ZnCO_3 \rightarrow ZnO \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

Продовження таблиці

1	2
15	$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2$
16	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$
17	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 \rightarrow \text{CdSO}_4$
18	$\text{HgSO}_4 \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Hg(NO}_3)_2$
19	$\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCl}_2$
20	$\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
21	$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
22	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$
23	$\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaCl}$
24	$\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2$
25	$\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$

Завдання 8.2 Скласти рівняння взаємодії металу із зазначеними речовинами:

1	Pb	S, HNO ₃ , CH ₃ COOH, H ₂ O, Zn(NO ₃) ₂
2	Mg	CuSO ₄ , H ₂ SO ₄ (розв.), HNO ₃ (розв.), H ₂ O, Cl ₂
4	Ni	PbCl ₂ , NaOH, HNO ₃ (конц.), HCl, O ₂
4	Al	H ₂ O, KOH, HCl, HNO ₃ (розв.), N ₂
5	Zn	H ₂ O, NaOH, CuCl ₂ , H ₂ SO ₄ (розв.), O ₂
6	Cu	H ₂ S, NaOH, AgNO ₃ , HNO ₃ (конц.), S
7	Ni	HCl, ZnCl ₂ , Ag ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₄ (конц.), O ₂
8	Pb	O ₂ , CH ₃ COOH, HNO ₃ (розв.), MgCl ₂ , NaOH
9	Mn	C, NiSO ₄ , HCl, NaOH, H ₂ O, (розв.),
10	Al	H ₂ , NaOH, HCl, HgCl ₂ , HNO ₃ (розв.)
11	Ag	HNO ₃ , Mg(NO ₃) ₂ , Cu(NO ₃) ₂ , H ₂ SO ₄ (конц.), O ₂
12	Zn	H ₂ , KOH, H ₂ SO ₄ (конц.), Pb(NO ₃) ₂ , HNO ₃ (розв.)
13	Cu	O ₂ , ZnCl ₂ , HCl, MnCl ₂ , H ₂ SO ₄ (конц.)
14	Ca	P, H ₂ O, HCl, MnCl ₂ , HNO ₃ (розв.)
15	Cr	H ₂ , NaOH, AgNO ₃ , HCl, H ₂ SO ₄ (конц.)
16	Sn	NaOH, AgCl, H ₂ SO ₄ (розв.), O ₂ , HNO ₃ (конц.)
17	Mg	HNO ₃ (розв.), Zn(NO ₃) ₂ , H ₂ , H ₂ SO ₄ (конц.), HCl
18	Al	O ₂ , H ₂ SO ₄ (розв.), HgCl ₂ , NaOH, HNO ₃ (конц.)
19	Fe	H ₂ SO ₄ (розв.), NiCl ₂ , NaOH, HNO ₃ (конц.), C
20	Ni	HCl, Cu(NO ₃) ₂ , HNO ₃ (розв.), NaOH, O ₂

21	Sn	S, CuCl ₂ , H ₂ SO ₄ (конц.), HCl, H ₂ O
22	Ca	H ₂ SO ₄ (розв.), CuCl ₂ , H ₂ O, NaOH, O ₂
23	Mg	H ₂ O, NaOH, HCl, CuCl ₂ , HNO ₃ (конц.)
24	Fe	H ₂ , NaOH, HCl, SnCl ₂ , HNO ₃ (розв.)
25	Cr	AgCl, HNO ₃ (конц.), KOH, O ₂ , H ₂ SO ₃ (розв.)

Дайте назву всім отриманим сполукам. Якщо взаємодія не відбувається, поясніть причини.

ЗАВДАННЯ 9

ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

За темою «Електродні потенціали. Гальванічні елементи» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- *поняття про електродні потенціали* – механізм виникнення електродних потенціалів, будова подвійного електричного шару на межі метал – розчин, рівняння Нернста, водневий електрод, стандартний електродний потенціал, ряд стандартних електродних потенціалів;
- *гальванічні елементи* – принцип дії гальванічних елементів, запис схеми гальванічного елемента, рівняння електродних процесів, хімічні та концентраційні гальванічні елементи, електрорушійна сила гальванічного елемента.

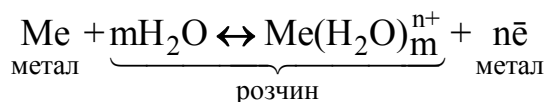
Теоретична частина

Електродні потенціали. Механізм їх виникнення

Більшість металів мають кристалічну структуру, яку можна представити у вигляді кристалічної ґратки, у вузлах якої знаходяться позитивні йони, а в міжвузлах – валентні електрони ("електронний газ"), які здійснюють зв'язок між йонами і легко пересуваються всередині кристалу (рис. 2).

Усі метали більшою чи меншою мірою розчиняються у воді. Якщо занурити металеву пластинку у воду, то позитивно заряджені катіони металу, які знаходяться у поверхневому шарі металу, гідратуються полярними молекулами води і переходять у розчин. У результаті поверхня металу набуває надлишкового негативного заряду, а розчин довкола металу – позитивного. Гідратовані позитивні катіони металу електростатично притягуються до негативно зарядженої пластинки, в результаті чого на межі "метал – рідина" утворюється *подвійний електричний шар (ПЕШ)*, що характеризується деякою різницею електростатичних потенціалів. Через деякий час між пластиною і розчином встановлюється *окисно-відновна рівновага*: кількість

йонів, які залишають ґратку металу, дорівнює кількості йонів, які повертаються на метал:



або спрощено $\text{Me} \leftrightarrow \text{Me}^{n+} + n\bar{e}$.

При зануренні металів в розчини їх солей, також виникає подвійний електричний шар, але залежно від активності металів можливі два різних механізми його утворення (рис. 3):

- Для *активних* металів (Mg, Al, Fe, Zn), які мають високі відновні властивості, переважає пряма реакція, внаслідок чого пластини цих металів заряджаються негативно (рис. 3,а).
- Для *малоактивних* металів (Cu, Hg, Ag, Au), які мають надзвичайно слабкі відновлювальні властивості, а їх катіони (відповідно Cu^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+ , Au^{3+}), навпаки, мають високу окиснювальну здатність, більш характерним є зворотний процес – катіони металів із розчину переходять на пластинку, відновлюючись і осаджуючись на ній. Внаслідок цього пластина заряджається позитивно, а концентрація катіонів біля неї стає набагато меншою, ніж в об'ємі розчину. З цієї причини розчин біля поверхні набуває негативного заряду за рахунок надлишку аніонів. Таким чином, на межі поділу метал-розчин також виникає ПЕШ (рис. 3,б).

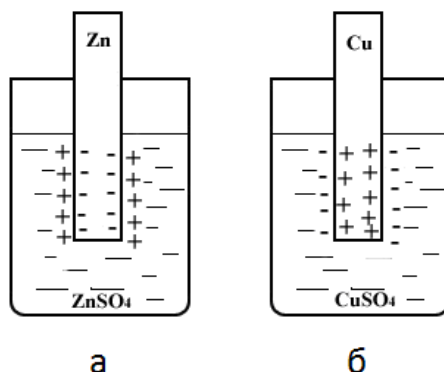


Рисунок 3 – Схема виникнення подвійного електричного шару на межі поділу метал – розчин:

а – активні метали; б – малоактивні метали.

Потенціал, що встановлюється в умовах рівноваги електродної реакції, називається **рівноважним електродним потенціалом**.

Різницю (стрибок) потенціалів у граничному шарі, що виникає між металом і рідкою фазою, називають **електродним потенціалом**, який має певне значення для кожної окисно-відновної пари, що складається з металу і йону цього металу. Потенціал металу в розчині його солі записують як $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ (в чисельнику – окиснена форма металу (Me^{n+}), в знаменнику – відновлена форма йона (Me), риска – поверхня розділу). Потенціалу приписують той знак, який виникає на металі в подвійному електричному шарі.

Абсолютні значення потенціалів визначити неможливо, тому визначають їх відносні значення, порівнюючи з потенціалом стандартного електрода. Стандартним обрано **водневий електрод**, потенціал якого умовно прийнятий рівним нулю.

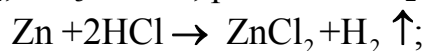
Стандартний електродний потенціал металу $\varphi_{\text{Men}^+/\text{Me}}^0$ – це потенціал, який виникає при зануренні металу в розчин, в якому концентрація (активність) йонів металу рівна 1 моль/л. Визначається стандартний електродний потенціал за стандартних умов ($T=298\text{K}$, $P=101,3\text{ кПа}$) щодо стандартного водневого електрода.

Розташовуючи метали в порядку збільшення їх стандартних електродних потенціалів, одержують **електрохімічний ряд напруг металів (ряд стандартних електродних потенціалів)**:

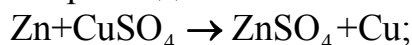
Li^+/Li	K^+/K	Ca^{2+}/Ca	Mg^{2+}/Mg	Al^{3+}/Al	Mn^{2+}/Mn	Zn^{2+}/Zn	Fe^{2+}/Fe	Cd^{2+}/Cd
-3,02	-2,92	-2,87	-2,34	-1,67	-1,05	-0,76	-0,44	-0,40
Co^{2+}/Co	Sn^{2+}/Sn	Pb^{2+}/Pb	$\text{H}_2/2\text{H}^+$	Cu^{2+}/Cu	Ag^+/Ag	Pt^{2+}/Pt	Au^{3+}/Au	
-0,28	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+1,20	+1,49	

З аналізу цього ряду випливає декілька важливих **висновків**:

- чим менша алгебраїчна величина електродного потенціалу металу, тим вища відновлююча здатність атомів металу і тим нижча окиснювальна здатність його йонів;
- метали, які розміщені у ряді напруг до H_2 , витісняють водень з кислот - неокисників (HCl , H_3PO_4 , CH_3COOH , розведена H_2SO_4 тощо.), наприклад:



- метали (крім лужних і лужноземельних) витісняють наступні в ряду метали з водних розчинів їх солей, наприклад:



Величину електродного потенціалу металу можна розрахувати за рівнянням Нернста:

$$\varphi_{\text{Men}^+/\text{Me}} = \varphi_{\text{Men}^+/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln[\text{Me}^{n+}], \quad (10.1)$$

де $\varphi_{\text{Men}^+/\text{Me}}^0$ – стандартний електродний потенціал металу, В;

R – універсальна газова стала, що дорівнює 8,31 Дж/(моль·К);

T – температура, К;

F – стала Фарадея, що дорівнює 96485,35 Кл/моль;

n – кількість електронів, які беруть участь в електрохімічному процесі;

$[\text{Me}^{n+}]$ – молярна концентрація йона в розчині.

Якщо в рівняння (10.1) підставити числові значення констант R , F і перейти від натуральних логарифмів до десяткових, то при $T=298\text{K}$ отримаємо

$$\varphi_{\text{Men}^+/\text{Me}} = \varphi_{\text{Men}^+/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Me}^{n+}], \quad (10.2)$$

Із рівняння Нернста випливає, що при збільшенні концентрації йонів металу в розчині електродний потенціал зміщується в позитивний бік, а при зменшенні – у негативний. Тому електродні потенціали одного і того ж металу можуть залежно від концентрації його йонів мати різні значення. На цьому ґрунтується робота концентраційних гальванічних елементів.

Гальванічні елементи

Гальванічними елементами називаються пристрої, в яких хімічна енергія окисно-відновних реакцій, що відбуваються в них, перетворюється в електричну. Дія будь-якого гальванічного елемента заснована на протіканні в ньому просторово розділених окисно-відновних реакцій.

У найпростішому випадку хімічний гальванічний елемент складається з двох різних **електродів** – металевих пластин, занурених у розчини їхніх солей. Електроди з'єднані через вольтметр металевим провідником.

Електрод, на якому відбувається реакція окиснення, називається **анодом**. Електрод, на якому відбувається реакція відновлення, називається **катодом**.

Щоб визначити, який електрод у гальванічному елементі відіграє роль анода, а який – катода, необхідно порівняти значення електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем.

Анодом є електрод, виготовлений з більш активного металу, електродний потенціал якого має більш від'ємне значення. Анод – негативний електрод, у схемах гальванічних елементів він позначається знаком мінус (–)А.

Катодом є електрод, виготовлений з менш активного металу, електродний потенціал якого має більш додатне значення. Катод – позитивний електрод, він позначається знаком плюс К (+).

Прикладом найвідомішого гальванічного елемента є мідно-цинковий елемент або елемент Якобі-Даніеля, що складається з цинкового електроду, зануреного у водний розчин ZnSO_4 і мідного електроду, зануреного в розчин CuSO_4 . Для запобігання перемішування розчини розділені напівпроникною поруватою перетинкою-мембраною, через яку можуть проходити тільки йони. Часто замість перетинки застосовується U-подібний електролітичний (сольовий) місток, заповнений агар-агаром (рослинна желеподібна речовина), змішаним з KCl . Він створює контакт між двома розчинами. Металеві провідники, що з'єднують електроди з вольтметром, замикають зовнішній електричний ланцюг.

Перед початком роботи гальванічного елемента в обох розчинах кількість катіонів чітко відповідає кількості аніонів. При роботі гальванічного елемента в прианодний розчин ZnSO_4 безупинно надходять катіони Zn^{2+} , внаслідок чого він повинен заряджатися позитивно. З іншого боку, катіони Cu^{2+} , що містяться у прикатодному розчині, переміщуються до катода і відновлюються на ньому, тому за рахунок надлишкової, некомпенсованої кількості йонів SO_4^{2-} цей розчин має заряджатися негативно. Однак насправді цього не відбувається, оскільки електронейтральність розчинів забезпечується переходом йонів SO_4^{2-} через сольовий місток (або через порувату перетинку-мембрану) з

прикатодного простору в прианодний, тоді як надлишкові катіони навпаки рухаються у протилежному напрямку.

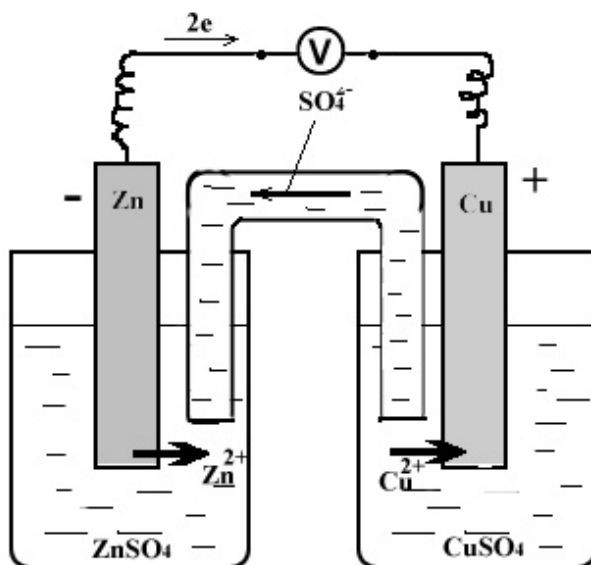
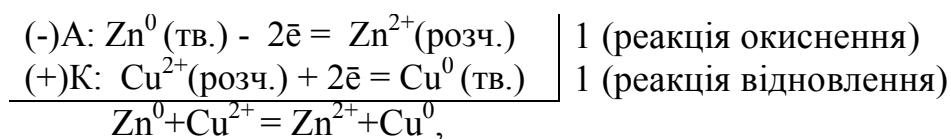


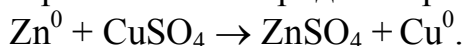
Рисунок 4 – Гальванічний елемент Якобі – Данієля

Порівнюючи потенціали металів $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$ і $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$ очевидно, що в цинково-мідному гальванічному елементі Zn – анод, а Cu – катод. Якщо зовнішній ланцюг замкнути, то на аноді почнеться процес окиснення цинку: $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$. Катіони Zn^{2+} поступово будуть переходити в розчин, а цинковий електрод почне заряджатися негативно. Накопичені на аноді електрони будуть перетікати по зовнішньому провіднику на мідний катод, що приведе до відновлення йонів Cu^{2+} : $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$.

Сумарна реакція, що характеризує роботу цинково-мідного елемента може бути отримана шляхом алгебраїчного складання двох реакцій, що протікають на електродах:

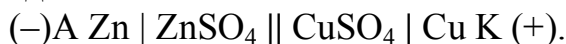


Молекулярне хімічне рівняння електродних процесів:



Таким чином, за рахунок протікання цієї окисно-відновної хімічної реакції в цинково-мідному гальванічному елементі утворюється безперервний потік електронів (електричний струм). Цей процес відбуватиметься доти, доки не розчиниться весь цинк, або не буде використана вся сіль CuSO_4 .

Схема гальванічного елемента. Для позначення гальванічних елементів часто використовується символічний запис – схему, що надзвичайно спрощує їх опис. Так цинково-мідного гальванічного елемента, зображеного на рисунку 3, можна записати у вигляді схеми:



Зліва завжди записується анод $\text{Zn}|\text{ZnSO}_4$ (або $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$) – негативний електрод **(-)A**, на якому відбувається процес окислення. Праворуч записується катод $\text{CuSO}_4|\text{Cu}$ (або $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$) – позитивний електрод **K(+)**, на якому відбувається процес відновлення. Однією вертикальною рискою позначається межа поділу між електродом і розчином солі, в який він занурений, а двома – між розчинами солей. **Електрорушійна сила** гальванічного елемента (ЕРС) дорівнює різниці потенціалів електродів, причому від більш позитивного потенціалу віднімають більш негативний:

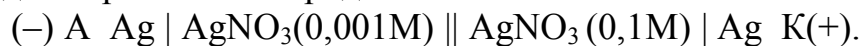
$$EPC = \varphi_k - \varphi_a,$$

де φ_k – рівноважний електродний потенціал катода, φ_a – рівноважний електродний потенціал анода. Одиниця виміру EPC – вольти (В). Електрорушійна сила гальванічного елемента завжди позитивна.

Розглянутий вище елемент Якобі-Данієля відноситься до *хімічних* гальванічних елементів, у яких ЕРС виникає внаслідок різної хімічної природи електродів та хімічних перетворень компонентів системи.

Поширені також *концентраційні* гальванічні елементи, які побудовані з однакових електродів, занурених у розчини одного і того ж самого електроліту різної концентрації. В таких гальванічних елементах джерелом електричної енергії є енергія переносу речовини з розчину з більшою концентрацією йонів в розчин з меншою концентрацією. Анодом в концентраційних елементах є електрод, занурений в електроліт з меншою концентрацією, а катодом – електрод, занурений в електроліт з більшою концентрацією. У схемах таких елементів обов'язково зазначаються концентрації розчинів солей.

Прикладом концентраційного гальванічного може бути елемент, складений із двох срібних електродів:



Електрод, занурений у розбавлений розчин, надсилає в нього йони срібла і заряджається негативно. На електроді, зануреному в концентрований розчин, йони срібла осаджуються, заряджаючи його позитивно, тобто на обох електродах ідуть процеси в напрямі вирівнювання концентрацій.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Розрахуйте електродний потенціал магнію, який занурений у 0,01 М розчин MgSO_4 .

Розв'язання

Розрахунок електродного потенціалу здійснюють за рівнянням Нернста:

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Mg}^{2+}] = -2,36 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -2,422 \text{ В.}$$

Приклад 2. Скласти схему гальванічного елемента, в якому електродами є залізна пластина, занурена у розчин ферум(II) сульфату з молярною концентрацією 0,1 моль/л, і мідна пластинка, занурена у розчин купрум(II) хлориду з молярною концентрацією 0,01 моль/л. Який метал буде анодом,

який – катодом? Написати рівняння окисно-відновних реакцій на електродах і визначити ЕРС.

Розв'язання

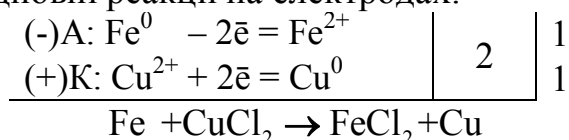
1. Визначаємо анод і катод:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В.} \quad \text{Очевидно, що в залізно-}$$

мідному гальванічному елементі Fe – анод, а Cu – катод. Запишемо схему гальванічного елемента:



Окисно-відновні реакції на електродах:



2. Електрорушійну силу гальванічного елемента розраховують як

$$E = \varphi_{\text{катод}} - \varphi_{\text{анод}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}};$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = 0,34 - 0,059 = 0,281 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{2} 0,1 = -0,44 - 0,0295 = -0,4105 \text{ В.}$$

$$E = 0,281 - (-0,4105) = 0,6915 \text{ В} \approx 0,69 \text{ В}$$

Виконати завдання

Завдання 1

- скласти схему гальванічного елемента із зазначених електродів;
- вказати анод і катод;
- написати рівняння окисно-відновних реакцій на аноді, катоді та сумарної реакції;
- визначити ЕРС гальванічного елемента;
- указати напрямок руху електронів у зовнішньому колі.

Номер варіанта	Найменування металів	Концентрація йонів металів у розчині, моль/л
1	2	3
1	Мідь, алюміній	$c(\text{Cu}^{2+}) = 1; c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
2	Залізо, алюміній	$c(\text{Al}^{3+}) = 0,01; c(\text{Fe}^{2+}) = 1$
3	Кобальт, свинець	$c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01; c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
4	Олово, магній	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,1; c(\text{Mg}^{2+}) = 1$
5	Залізо, нікель	$c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01; c(\text{Ni}^{2+}) = 0,001$
6	Цинк, свинець	$c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01; c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
7	Олово, марганець	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01; c(\text{Mn}^{2+}) = 1$
8	Магній, свинець	$c(\text{Mg}^{2+}) = 1; c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$

Номер варіанта	Найменування металів	Концентрація йонів металів у розчині, моль/л
1	2	3
1	Мідь, алюміній	$c(\text{Cu}^{2+}) = 1$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
2	Залізо, алюміній	$c(\text{Al}^{3+}) = 0,01$; $c(\text{Fe}^{2+}) = 1$
3	Кобальт, свинець	$c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
4	Олово, магній	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,1$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$
5	Залізо, нікель	$c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,001$
9	Цинк, нікель	$c(\text{Cu}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
10	Марганець, залізо	$c(\text{Mn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Fe}^{3+}) = 1$
11	Олово, нікель	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$
12	Свинець, мідь	$c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,0001$
13	Цинк, мідь	$c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,001$
14	Срібло, манган	$c(\text{Ag}^{+}) = 1$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
15	Нікель, хром	$c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$
16	Цинк, срібло	$c(\text{Cu}^{2+}) = 1$; $c(\text{Ag}^{+}) = 0,1$
17	Олово, залізо	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
18	Нікель, алюміній	$c(\text{Ni}^{2+}) = 1$; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
19	Залізо, цинк	$c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 1$
20	Мідь, олово	$c(\text{Cu}^{2+}) = 1$; $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$
21	Цинк, титан	$c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$
22	Олово, свинець	$c(\text{Sn}^{2+}) = 1$; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$
23	Кобальт, алюміній	$c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
24	Нікель, магній	$c(\text{Ni}^{2+}) = 1$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 0,01$
25	Марганець, олово	$c(\text{Mn}^{2+}) = 1$; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$

ЗАВДАННЯ 10

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. ЗАХИСТ ВІД КОРОЗІЇ

За темою «Корозія металів. Захист від корозії» студентам необхідно оволодіти такими знаннями:

- корозія металів – типи корозії (хімічна, електрохімічна: атмосферна корозія, контактна корозія, корозія у вологому ґрунті, корозія під дією «блукаючих» струмів), фактори, що впливають на інтенсивність корозії (забрудненість повітря, домішки, що містяться в металах, стан поверхні метала, нерівномірна аерація, наявність гальванопари, що виникає при контакті двох металів), активатори корозії;

- *методи захисту металів від корозії* – захисні покриття (металеві, неметалеві), зміна корозійного середовища, застосування інгібіторів корозії, електрохімічні методи, легування.

Теоретична частина

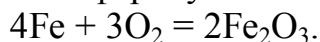
Корозія – *самодовільний процес руйнування металів або сплавів на їх основі під дією навколишнього середовища*. Внаслідок корозії метал переходить в окиснений стан і втрачає характерні для нього механічні властивості. Корозія – це хімічний окисно-відновний процес.

Корозійні процеси класифікують за різними ознаками:

- за механізмом реакцій взаємодії метала з середовищем (хімічна та електрохімічна корозія);
- за умовами протікання (газова корозія, корозія в рідинах-неелектролітах, корозія у водних розчинах електролітів, атмосферна корозія, аераційна корозія, підземна корозія, корозія під дією блукаючих струмів, корозія під механічною напругою);
- за характером корозійних руйнувань: рівномірна, нерівномірна, структурно – виборча, плямами, виразками, пітінг або точками, межкристалітна, транскристалітна або ножова.

Типи корозії

Хімічна корозія – це процес руйнування металів за рахунок хімічної взаємодії металевої поверхні з навколишнім середовищем, який не супроводжується виникненням електрохімічних (електродних) процесів на межі фаз. Найчастіше це окиснення металів сухими газами – окисниками (O_2 , Cl_2 , SO_2 , NO_2 тощо), тому таку корозію ще називають *газовою*. До хімічної корозії відносять і корозію в розчинах неелектролітів. Цей вид корозії протікає, в основному, рівномірно по всій поверхні металу. В зв'язку з цим хімічна корозія менш небезпечна, ніж електрохімічна. Типовим прикладом хімічної корозії є окиснення металів в атмосфері сухого кисню:



Електрохімічна корозія – це процес руйнування металів, який виникає при їх контакт з розчинами електролітів з виникненням електричного струму.

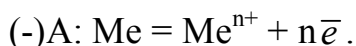
Руйнування металу відбувається за рахунок утворення на його поверхні гальванічних пар (мікрогальванічних елементів).

Причиною утворення короткозамкнених мікрогальванічних елементів може служити :

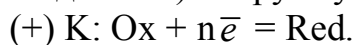
- наявність домішок в металі;
- енергетична неоднорідність його поверхні, що викликана неоднорідністю хімічного або фазового складу як самого металу, так і навколишнього корозійного середовища;
- механічний стан металу.

Наявність енергетичної неоднорідності на сусідніх ділянках металевої поверхні призводить до того, що ділянка з більш негативним електродним потенціалом стає анодом, а з більш позитивним – катодом.

На аноді відбувається окислення і розчинення (руйнування) металу за схемою:



Електрони, що залишилися в металі, переміщуються з анода на катод (більш позитивно поляризована ділянка) і беруть участь в процесі відновлення:



Речовини-окисники (Ox), які відновлюються на катодних ділянках називаються *деполяризаторами*, а реакція їх відновлення – *деполяризацією*.

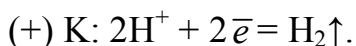
Найбільш поширеними окисниками (деполяризаторами) навколишнього середовища є молекули розчиненого у воді кисню (O_2), самі молекули води (H_2O) і катіони гідрогену (H^+). Зазвичай, у корозійному середовищі присутні всі три деполяризатора. Який з них буде визначати перебіг катодного процесу залежить від співвідношення їх концентрацій.

Розрізняють два види процесів деполяризації – з виділенням водню (воднева деполяризація) і поглинанням кисню (киснева деполяризація).

Воднева деполяризація

Воднева деполяризація супроводжується відновленням на катодних ділянках водню.

У кислому і нейтральному середовищі ($pH \leq 7$) деполяризація протікає за участю йонів Гідрогену:



Потенціал, що відповідає цьому електродному процесу, розраховують як $\varphi = -0,059 \cdot pH$. Очевидно, що чим вище pH, тим менша кількість металів піддається корозії:

– якщо $pH = 0$ (*сильно кисле середовище*), то $\varphi = 0$ В – кородують усі метали, що містяться в ряду напруг лівіше водню (від літію до свинцю);

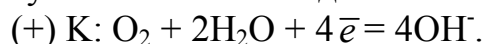
– якщо $pH = 7$ (*нейтральне середовище*), то $\varphi^0 = -0,059 \cdot pH = -0,059 \cdot 7 = -0,413$ В. За таких умов йони Гідрогену, що містяться у воді або в нейтральному водному середовищі, можуть окислювати тільки ті метали, значення потенціалів яких менші за $-0,413$ В, тобто метали від початку ряду електрохімічних потенціалів до кадмію. А оскільки кадмій і метали, які стоять поруч з ним у ряді напруг металів, мають на своїй поверхні захисну оксидну плівку – вони не здатні окиснюватися іонами Гідрогену.

Воднева деполяризація протікає у тих випадках, коли доступ кисню, як більш сильного окислювача, до поверхні металу обмежений. Це може мати місце під товстим шаром води або в кислих розчинах, в яких розчинність кисню дуже низька.

Киснева деполяризація

Киснева деполяризація обумовлена відновленням атмосферного кисню, розчиненого в корозійному середовищі. Корозія металів з кисневою деполяризацією є найбільш поширена у прісній та морській воді, сольових розчинах, у землі та вологій атмосфері повітря. Схема кисневої деполяризації суттєво залежить від pH середовища.

У насиченому киснем *нейтральному і лужному середовищі* ($\text{pH} \geq 7$) деполяризація протікає за участю кисню і води:



У насиченому киснем *кислому середовищі* ($\text{pH} < 7$) деполяризація протікає за участю кисню і йонів Гідрогену:



В обох випадках потенціал катодної реакції $\varphi_{\text{кат.}} = 1,23 - 0,059\text{pH}$.

Розглянемо 3 випадки кисневої деполяризації у різних середовищах:

– якщо $\text{pH} = 14$ (сильно лужне середовище), то

$$\varphi_{\text{кат.}} = 1,23 - 0,059\text{pH} = 1,23 - 0,059 \times 14 = 0,404 \text{ В}$$

– якщо $\text{pH} = 7$ (нейтральне середовище), то

$$\varphi_{\text{кат.}} = 1,23 - 0,059\text{pH} = 1,23 - 0,059 \times 7 = 0,817 \text{ В}$$

– якщо $\text{pH} = 0$ (сильно кисле середовище), то

$$\varphi_{\text{кат.}} = 1,23 - 0,059\text{pH} = 1,23 - 0,059 \times 0 = 1,23 \text{ В}.$$

Вочевидь, що корозія з кисневою деполяризацією є найбільш небезпечною в кислому середовищі (для наведеного прикладу розчинений у воді кисень може окислювати метали, потенціал яких менше 1,23 В). У цьому випадку кородують практично усі метали, за винятком золота.

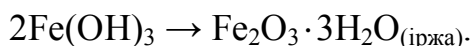
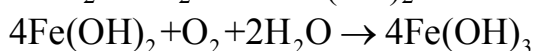
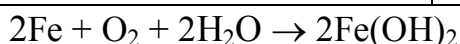
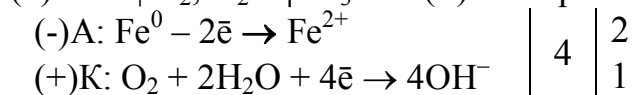
Окрім того, слід підкреслити, що загалом корозія з кисневою деполяризацією є значно більш небезпечною, ніж корозія з водневою деполяризацією – кородує значно більша кількість металів.

До електрохімічної корозії відносять атмосферну, контактну корозію, корозію у вологому ґрунті.

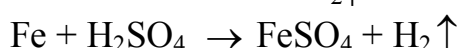
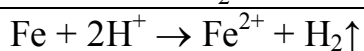
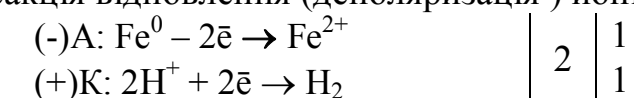
Атмосферна корозія – окиснення металів киснем, розчиненим у водяній плівці, яка утворюється внаслідок конденсації води на поверхні металу.

Розглянемо схему атмосферної корозії чавуну і сталі:

(-)A Fe | O₂, H₂O | Fe₃C K (+) – мікрогальванопара.



Контактна корозія відбувається, коли в електролітичному середовищі контактують різні метали. Розглянемо, наприклад, контактну корозію заліза і міді в кислому середовищі (-)A Fe | H⁺ | Cu K(+). Залізо, як більш активний метал, буде анодом, на ньому буде відбуватися реакція окиснення (руйнування) заліза, а мідь, як менш активний метал, буде катодом, на ньому буде відбуватися реакція відновлення (деполяризація) йонів гідрогену:



Швидкість контактної корозії тим більша, чим більша різниця потенціалів контактуючих металів.

Корозія у вологому ґрунті



Незахищені металічні конструкції, заглиблені у вологий ґрунт (опори, труби, деталі фундаментів), швидко руйнуються. Причиною електрохімічної корозії є нерівномірна аерація заглибленої частини конструкції. Ближче до поверхні концентрація кисню в ґрунтовій воді вища, отже утворюється концентраційна гальванічна пара.

Речовини, які прискорюють корозію металів, називають *активаторами корозії* (Cl^- , O_2 , H^+ , OH^-).

Електрохімічну корозію, крім інертних домішок, можуть викликати електричні струми сторонніх джерел (блукаючі струми). Блукаючий струм, потрапляючи в підземну металеву конструкцію, проходить по ній; та частина конструкції, в яку входить струм, відіграє роль катода, а протилежна частина конструкції зазнає корозії (вона – анод).

Методи захисту металів від корозії

Сучасний захист металів від корозії базується на таких методах:

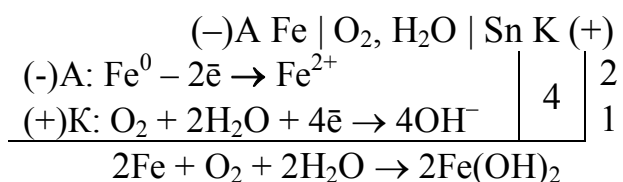
- підвищення хімічного опору конструкційних матеріалів;
- ізоляція поверхні металу від агресивного середовища;
- пониження агресивності виробничого середовища;
- зниження корозії накладанням зовнішнього струму (електрохімічний захист).

Широко застосовують такі основні види захисту металевих конструкцій від корозії:

1. *Створення сплавів з антикорозійними властивостями* – один з найважливіших напрямків боротьби проти корозійних втрат. Введенням до складу сталі близько 12 % хрому добувають нержавіючу сталь, стійку проти корозії. Додатки нікелю, кобальту і міді посилюють антикорозійні властивості сталі, оскільки підвищується схильність сплавів до пасивації. Перспективним є також перехід у ряді конструкцій від металевих до хімічно стійких матеріалів (пластичні високополімерні матеріали, скло, кераміка та ін.).

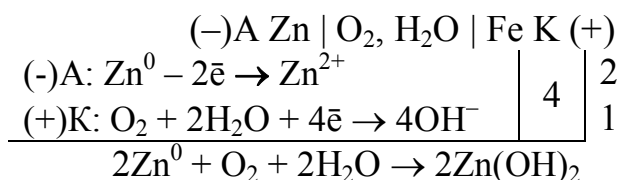
2. *Захисні покриття* – ізоляція поверхні металів від агресивного середовища шляхом нанесення неметалічних (лакофарбних, керамічних, пластиків тощо) та металічних покриттів, які можуть бути анодними і катодними.

Катодні покриття наносять з металів, які мають більший електродний потенціал (менш активні) у даному середовищі, ніж основний метал, наприклад, олов'яне покриття на поверхні заліза (*луджене залізо*). Проте незначне порушення суцільності покриття роблять його навіть шкідливим. У місці порушення суцільності покриття проникає агресивне середовище і утворюється гальванічна пара, в якій основний метал (залізо) виконує роль анода й швидко руйнується, катодом стає олово, на якому починає відбуватися відновлення деполяризатора:



Крім олова, як катодні покриття, використовують також мідь, нікель та інші метали.

Анодні покриття наносять з металів, які мають менший електродний потенціал (більш активні) в даному середовищі, ніж основний метал. Дія такого покриття не припиняється навіть після порушення його цілісності. Сутність захисту металевих виробів анодним покриттям полягає в тому, що в середовищі саме покриття стає анодом і руйнується. В разі пошкодження покриття виникають гальванічні пари, в яких метал виробу виконує роль катода і не руйнується. Наприклад, для заліза таким покриттям є цинк (*оцинковане залізо*):



Цинкові покриття широко використовують для захисту труб, резервуарів від дії води та гарячих рідин.

Металеві покриття розділяються також за способом їх отримання (електролітичне осадження, хімічне осадження, гаряче і холодне нанесення, термодифузійна обробка, металізація напиленням).

3. Зміна складу агресивного середовища, застосування інгібіторів корозії.

Прикладами такої обробки можуть служити: нейтралізація або знекиснення корозійних середовищ, а також застосування різного роду інгібіторів корозії.

Інгібіторами корозії називають речовини, невеликі добавки яких до корозійного середовища сповільнюють корозію металів. Найчастіше це органічні речовини – аміни, уротропін, формалін тощо. Дія інгібіторів полягає в тому, що на поверхні метала вони утворюють адсорбційну плівку, яка ізолює метал від середовища.

4. Електрохімічні методи – протекторний та катодний захист.

Шляхом катодної або анодної поляризації від стороннього джерела струму або приєднанням до конструкції, що захищається, протекторів, потенціал металу зміщується до значень, при яких сильно сповільнюється або повністю припиняється корозія.

Суть *протекторного захисту* полягає в тому, що до об'єкта захисту провідником приєднують протектор – лист із більш активного металу (Mg, Al). В результаті утворюється гальванічна пара, в якій металева конструкція буде катодом, а повільно буде окислюватись протектор. Протектором захищають об'єкти від корозії на відстанях до 50 м.

При катодному захисті об'єкт сполучають провідником з негативним полюсом джерела постійного струму невеликої напруги, а позитивний полюс

заземлюють або сполучають зі шматком металобрухту. Радіус дії катодного захисту досягає 2000 м.

Виконати завдання

Значення стандартних електродних потенціалів наведені в Додатку, таблиці 3.

Завдання 10.1. Описати механізм корозійного процесу при контакті двох металів, наведених нижче, у кислому середовищі й в умовах вологої атмосфери:

Номер варіанта	Контакт двох металів	Номер варіанта	Контакт двох металів
1	Al/Fe	13	Fe/Mn
2	Cu/Al	14	Au/Al
3	Mg/Zn	15	Mg/Cu
4	Ag/Fe	16	Zn/Ni
5	Zn/Cu	17	Fe/Cu
6	Ag/Mg	18	Zn/Ag
7	Ni/Fe	19	Au/Zn
8	Cr/Al	20	Ni/Au
9	Pb/Fe	21	Mg/Fe
10	Zn/Ag	22	Fe/Cr
11	Au/Fe	23	Pb/Cu
12	Zn/Al	24	Zn/Cu
		25	Fe/Au

Завдання 10.2. Навести приклади катодних і анодних металевих покриттів металів, які наведені в завданні 1, що експлуатуються в умовах кислого середовища та вологої атмосфери. Що відбудеться у випадку порушення цілісності захисного металевого покриття?

Завдання 10.3. Який вид захисту від корозії можна запропонувати для великогабаритних сталевих виробів, що експлуатуються в морській воді? У вологій атмосфері ґрунту?

Додатки

Додаток А

Таблиця А1 – Стандартні термодинамічні величини для простих речовин і сполук ($\Delta H_{f,298}^0$ – стандартні ентальпії утворення, S_{298}^0 – стандартні ентропії)

Речовина	$\Delta H_{f,298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/мольК
Cl ₂	0	223,0
CO _(г)	-110,5	197,4
CO _{2(г)}	-393,51	213,6
COCl _{2(г)}	- 223,0	289,2
CaCO _{3(т)}	-1206	92,9
CaO _(т)	- 635,1	39,7
Ca(OH) _{2(т)}	- 986,2	83,4
H _{2(г)}	0	130,6
HCl _(г)	- 92,30	186,7
H ₂ O _(г)	- 241,84	188,74
MgO _(т)	- 601,24	26,94
Mg(OH) _{2(т)}	- 924,66	63,14
N _{2(г)}	0	191,5
NH _{3(г)}	- 46,19	192,5
NH ₄ Cl _(т)	- 315,39	94,56
NO _(г)	90,37	210,62
NO _{2(г)}	33,89	240,45
N ₂ O _{4(г)}	9,37	304,3
O _{2(г)}	0	205,03
S _{2(г)}	129,1	227,7
SO _{2(г)}	- 296,9	248,1
SO ₂ Cl _{2(г)}	- 358,7	311,3
SO _{3(г)}	- 395,2	256,23
CH _{4(г)}	- 74,85	186,19
C ₂ H _{4(г)}	52,28	219,4
C ₂ H _{6(г)}	- 84,67	229,5
C ₆ H _{6(г)}	82,93	269,2
C ₆ H _{12(г)}	- 123,1	298,2
CH ₃ OH _(г)	- 201,2	239,7
C ₂ H ₅ OH _(г)	- 235,3	282,0
CH ₃ CHO _(г)	- 166,0	264,2

Таблиця А2 – Стандартні електродні потенціали (Φ^0)
у водних розчинах при 25°C

Електрод	$E^0, \text{В}$	Електрод	$E^0, \text{В}$
Li^+/Li	-3,02	Co^{2+}/Co	-0,28
Rb^+/Rb	-2,99	Ni^{2+}/Ni	-0,25
K^+/K	-2,92	Sn^{2+}/Sn	-0,14
Ba^{2+}/Ba	-2,90	Pb^{2+}/Pb	-0,13
Sr^{2+}/Sr	-2,89	$\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2$	0,00
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Sb^{3+}/Sb	+0,20
Na^+/Na	-2,71	Bi^{3+}/Bi	+0,23
La^{3+}/La	-2,37	Cu^{2+}/Cu	+0,34
Mg^{2+}/Mg	-2,34	Cu^+/Cu	+0,52
Al^{3+}/Al	-1,67	Ag^+/Ag	+0,80
Mn^{2+}/Mn	-1,05	Pd^{2+}/Pd	+0,83
Zn^{2+}/Zn	-0,76	Hg^{2+}/Hg	+0,86
Cr^{3+}/Cr	-0,71	Pt^{2+}/Pt	+1,20
Fe^{2+}/Fe	-0,44	Au^{3+}/Au	+1,49
Cd^{2+}/Cd	-0,40		

Таблиця А3 – Таблиця розчинності кислот, основ і солей у воді

Анионы	Катионы																		
	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺ K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Co ²⁺ Ni ²⁺	Mn ²⁺	Cd ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻	–	P	P	–	M	M	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	P	H	M	M	P	H	H	M	M
Cl ⁻	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	H	P	P	P	P	P	–	P	H	P	P	P	P	–	P	P
S ²⁻	P	–	P	H	–	–	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–	–
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	–	H	H	H	H	H	–	–	–
SO ₄ ²⁻	P	P	P	M	P	M	H	H	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	M	M	H	H	H	H	–	–	H	H	H	H	H	–	–	–
SiO ₃ ²⁻	H	–	P	H	H	H	H	H	H	–	–	H	H	H	H	H	H	H	H
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	P	P	–	P	–

***P** – розчиняється у воді, **M** – мало розчиняється, **H** – не розчиняється, прокреслення – не існує або у водному розчині розпадається*

Список джерел

1. Глинка Н. Л. Общая химия : учеб. пособие для вузов / [под ред. А. И. Ермакова] Н. Л. Глинка. – Москва : Интеграл-Пресс, 2004. – 728 с.
2. Курс общей химии : учебник / [под ред. Н. В. Коровина]. – [2-е изд., перераб. и доп.]. – Москва : Высш. шк., 1990. – 446 с.
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / [под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной] Н. Л. Глинка. – Ленинград : Химия, 1988. – 272 с.
4. Основи загальної хімії / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінджибало; за ред. В. С. Телегуса. – Львів : Світ, 1998. – 424 с.
5. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підр. для студ. вищ. навч. закладів / Н. В. Романова. – Київ ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
6. Жуков А. П. Основы металловедения и теории коррозии: учебник / А. П. Жуков, А. И. Малахов. – Москва : Высш. шк., 1991 – 168 с.

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання самостійної роботи
з навчальної дисципліни

«ХІМІЯ»

Модуль 1

*(для студентів 1 – 2 курсів денної та заочної форм навчання напряму
підготовки 6.040106 – Екологія, охорона навколишнього середовища
та збалансоване природокористування)*

Укладачі: **ПАНАЙОТОВА** Тетяна Дмитрівна,
МУРАЄВА Ольга Олексіївна,
ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна

Відповідальний за випуск *І. С. Зайцева*

За авторською редакцією

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарова*

План 2016, поз. 153 М

Підп. до друку 07.06.2016 р.
Друк на ризографі
Зам. №

Формат 60×84 / 16
Ум. друк. арк. 4,9
Тираж 50 пр.

Видавець і виготовлювач:
Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Революції, 12, Харків, 61002
Електронна адреса: rectorat@kname.edu.ua
Свідотство суб'єкта видавничої справи:
ДК № 4705 від 28.03.2014 р.